Library of the
School of Pharmacy
UNIVERSITY OF MARYLAND

Asquith near Fayette Street—Occupied 1877-1886

Donated by Mr. Simon Solomon.

Hist. Coll.
QD199
.B661

FEB 07 1911

School of Pharmacy
University of Md

Boucsin

1

Sauerstoff (O)

Das Sauerstoff wurde von 110 Jahren von Scheele und Priestley fast zu gleicher Zeit entdeckt, aber erst viel später von Lavoisier seiner Natur nach erkannt und genauer bestimmt. Er ist zu 20,9 in der atmosphärischen Luft mit 79,1 Stickstoff vermischt enthalten. Man kann ihn deswegen nicht durch die Verbrennung des Stickstoffs darstellen, weil letzter ein ganz indifferenter Körper ist, und sich deshalb nicht damit mit einem anderen verbinden läßt.

Man stellt den Sauerstoff auf folgende verschiedenen Arten dar:

1.) Durch starkes Glühen des HgO, wodurch Hg und freier O. beide getrennt werden. Hg und O lassen sich deshalb wieder verbinden und ist somit dies die Methode diese Gas darzustellen.

2.) Durch Glühen des $Mn O_2$. Dieses zerfällt in $Mn_2 O_3$ und O.

3.) Durch Zerlegung des $Mn O_2$ durch SO_3. Es bleiben nachher $SO_3 + Mn O$ und freier O. Es [illegible] Mittel sind jedenfalls die Retorte ganz [illegible]

[illegible]

Mr. Boucsin's note book in Inorganic Chemistry. Given by Mr. Simon Solomon where Boucsin probably worked for Solomon's father at Baltimore & Pine Streets. Now at Sharp & Dohme.

[illegible]

6.) Durch Erhitzen des $Cl O_3 K O$, des [illegible]

Hist. Coll

5/7/31

Mr. Bousain's note book in Inorganic Chemistry. Given by Mr. Simon Solomon where Bousain probably worked for Solomon's father at Baltimore & Pine Streets. Now at Sharp & Dohme.

School of Pharmacy
University of Md

Boussin

1

Sauerstoff (O)

Der Sauerstoff wurde vor 110 Jahren von Scheele und Priestley fast zu gleicher Zeit entdeckt, aber erst viel später von Lavoisier seiner Natur nach erkannt und genauer bestimmt. Er ist zu 20,9 in der atmosphärischen Luft mit 79,1 Stickstoff vermischt enthalten. Man kann ihn daraus nicht durch die Abscheidung des Stickstoffs darstellen, weil dieser ein ganz indifferentes Gas ist, und sich daher nicht direkt mit einem anderen Körper verbindet.

Man stellt den Sauerstoff auf folgende verschiedenen Arten dar:

1.) Durch starkes Glühen des HgO, wodurch beide getrennt werden in Hg und freien O. Doch ist diese Methode sehr kostspielig und nicht gebräuchlich.

2.) Durch Glühen des MnO_2. Dieses zerfällt in Mn_2O_3 und O.

3.) Durch Erhitzung des MnO_2 durch SO_3. Hierbei entstehen $SO_3 + MnO$ und freier O. Da bei dieser Methode fast jedesmal die Retorte zerspringt, so ist diese auch nicht zu verwenden.

4.) Durch Erhitzen des $NO_5 + HO$, wobei außer $NO_3 + HO$ freier O entsteht, der jedoch stets mit NO_3 vermischt ist, entstehend durch die Einwirkung $2 NO_5$ des Glases, welches sich mit HO zu verbinden strebt, und deshalb NO_3 frei macht.

5.) Durch Erhitzung des $2 CrO_3 KO$ durch SO_3, hierdurch entstehen außer freiem O — $SO_3 KO + 3 SO_3 Cr_2O_3$ die zusammen Chromalaun.

6.) Durch Erhitzen des $ClO_5 KO$, das dabei in ClK

und reinen O gefüllt. Es ist diese Methode die einfachste und gewissenhafteste.

Der Sauerstoff ist ein nicht zu komprimirendes Gas von 1,10363 spez. Gew. 464 Liter Sauerstoff wiegen 1000 Gr. 760 mm. Er ist unter allen Körpern der am wenigsten absorbirbare. Er greift mit allen, Elektronegativen, Verbindungen ein. Er ist zur Respiration unbedingt nothwendig, und werden deshalb reine bei Respirationsgefässen als Hülfsmittel angewandt.

Ozon.

Wurde zuerst von Schönbein in Basel entdeckt. Es ist ein im allotropischen Zustande befindlicher Sauerstoff, der jedoch von ihm so verschieden ist, als der gewöhnliche Sauerstoff von Wasserstoff.

Das Ozon entsteht durch die Einwirkung der Elektricität auf den Sauerstoff. Es entsteht besonders, wenn man einen elektrischen Funken durch denselben leitet. Auch auf chemischen Wege ist es darzustellen.

Unterwirft man reinen Sauerstoff in einem verschlossenen Gefässe zu 2/3 mit 760, so dass also noch mit der Luft in Berührung bleibt, so entsteht allmählig Ozon in dem Gefässe.

Das Ozon riecht sehr stark, etwas eigenthümlich, diesen Geruch kennen Alle, die nahe bei einer elektrischen Maschine, oder wo ein elektrischer Funken überspringt, und der im Freien: Gewitter, besonders zu merken sind. Das Ozon hat eine blaue Farbe. Es ist sehr giftig. Die gewöhnliche Quantität bedarf eine Maus zum Tode.

Bringt man ein angefeuchtetes mit Stärke bestrichenes Papier und Jodkalium Lösung enthaltendes Papier

in Ozon, so wird es Sauerstoff genannt und chemisch gebildet.

Es wirkt sehr energisch, so zwar wird der Phosphor durch ihn selbst angezündet. (Manche sollen es für ein Mineralwasser halten.)

Wasserstoff (H)

kommt in der Natur sehr wenig frei vor, sind gewöhnlich in den Gasen der Vulkane und in den Exhalationen der Menschen.

In seiner Darstellung gerlegt man HO durch den elektrischen Strom, oder auch durch Zerlegung der HO durch K oder Na in verschiedenen Räumen.

Dagegen stets mit andern Gasen gemengt, durch Zerlegung der HO durch Z oder Fe mit HCl, ~~oder HF~~.

Durch Kupfer kann es gewonnen, indem man es durch die Hitze von Wasser durch eine Lösung von HO und eben von CuHg leitet.

Der Wasserstoffgas ist farblos und in reinem Zustande ohne Geruch. Es ist das leichteste aller Gase (14½ mal leichter, als die Luft) und lässt sich durch den feinsten Draht nicht zu einer Flüssigkeit zusammenpressen. Entzündet verbrennt es unter Erscheinung von HO, und zwar wenn es rein ist ohne bemerkbare Flamme.

Wasser (HO)

Das Wasser, welches durch Verbrennen des H in O den verschiedenen Räumen entsteht, ist geruchlos, dagegen erregt das in atmosphärischer Luft entstandene Wasser, indem solches stets einen

Ja der von NO3 enthält. (z. B. das Regenwasser)

Das Wasser hat nur verhältnismäßig bei +40 das höchste spez. Gew., und ist also dünner oder leichter dünner temperierter Luft, weil die Wärme darin ist. Das Eis auf das Wasser hat das spez. Gew. 0,96. Das dünner ist das befindliche Wasser soll, steht nun temperatur von +40 haben.

Das Eis läßt sich künstlich herstellen, wenn man gefrierende Körper in einen Behälter zwingt man gewöhnlich Körper in einen andern Aggregatzustand übergehen, wodurch Wärme gebunden wird, also Mangel an solcher oder Kälte entsteht. z. B. beim verdunsten des Aethers oder Schwefelkohlenstoffs. Diese Flüssigkeiten des Salpeters, Kochsalz etc. besonders aber wird jetzt Salpeterverdunstung Anwendung für gewöhnlich dadurch bewirkt, durch einfache Verdampfung des Eises bewirkt und Kochsalz und Salpeter in Wasser aufgelöst wird. Dazu eingerichtet mit H2O gefüllten Röhren. Durch übergießt man noch Kochsalz. Kochsalz SO3 NaO und Cl H oder zweifaches SO3.

Das Wasser ist ein Auflösungsmittel fast aller Körper, man fällt es in der Natur nie rein vorkommt. Man unterscheidet 4 Arten des Wassers:

Quellwasser, Flußwasser Meerwasser u. Regenwasser.

Das Quellwasser das seinen Namen davon hat, daß es Quellen und der Erde sich entspringt, in dem die Wasser durch die Luft durch die Berge aufgelöst gehen werden, wenn es Salze als Wasser durchdringen, sich ansammeln und zuletzt als Flüsse kommen. Solches Wasser

löst eine sichere feste weiße Körperart auf, wenn dann
sie die freie CO_2 genügend stark den angenommen
Gesetzmäßigkeit gibt. Diese Körper werden nun auf den
Boden gelöst. Seine Kenntnis schwefelsauren Salze besteht
Kieselsäuren und organische Substanzen besonders
gelöst wird, ebenso schwefelsaure Salze dieses Bo-
nennung Chemischer Stoffe, so wird auf Ammoniumsalz
festgestellt wie Chlorsalze feste weiße Salze gelöst, so wird
man als Mineralwasser. Oft quellt auf sol-
gemischt reines Chlorsalz und Energien, die wenig
bis diese Körper einschließen.

Das Flusswasser entsteht durch Gesteinsverwitterung
ist wesentlich durch die beständige Bewegung die
freie CO_2 und deren Salze.

Das Meerwasser enthält an 4% festen Bestand-
teile, davon 3% $ClNa$. Es hat ein Spez. Gew. 1,069–1,08.
Durch Verdunsten der Salben und Ausscheiden in
der Atmosphäre und Verdunsten durch die Energie,
oder durch den Regen kommt das Chlorsalz, das
feste alte Gesteine durchgemacht hat, wieder
rein zurück.

Das Regenwasser ist ursprünglich rein,
das enthält es oft $3(CO_2)+4(H_2O)$ seine NO_3 aus der Luft.
Die NO_3 entsteht dadurch durch die Einwirkung des
Blitzes auf den Stickstoff der Luft. Das festen
feuchten Ammoniak des Regenwassers soll wesentlich
auf das Wachsthum der Pflanzen einwirken.
CO_2 und organische Substanzen sind aber stets zu
finden bei Regen im Regenwasser. Auch
$ClNa$ so wie NO und andere Salze kommen vor

wer, und wegen dieser die einfachste Arbeitsart beim Verbinden der Mauersteine verbleibt ist die Verfahrungsart in allen diesen Fällen ist jedoch ein Kalkmörtel so unbrauchbar, daß solches zu verlassen und Zementmörtel hierzu brauchbar ist.

Gewöhnlich wird ein Mörtel aus Kalk und Sand bereitet, und zwar muß man den zuerst ablöschen, damit er sich vollkommen bis zum Gebrauche dieses Mörtels nicht mehr verändert. Es geht nämlich zuerst die freie CO_2 weg, so wie auch Ammoniak, und auch CH, wenn man es zum Löschen nicht angewendet, wodurch $Ca\,Mg$ entsteht, das beim Brennen in seine Bestandteile zerfällt, wodurch dann diese Zerlegung von HO CH und CO_2 und $Mg\,O$ entstehen. Da man CH und CO_2 schnell und leicht gasförmig verflüchtigt, so muß der zu bereitende Mörtel mit Kalkmilch dick gemacht werden, und nur über $2/3$ des Mörtels übergestrichen werden können, wenn die Pb und Le können und darstellbar sind.

Darstellungsweise solcher verbrennbaren Metalloxyde.

Wasserstoffhyperoxyd (HO_2)

Ag oxygenata.

Bildet entstehen wenn man BaO_2 in $HO\,SO_3$ und mit SO_3 oder CH mischt. In letzterem Falle entsteht $2\,O_3\,BaO + HO_2$ in letzterem $CBa + HO_2$. Bei Anwendung von CH muß man sehr stark abkühlen, damit das leichtlösliche CBa auskristallisirt. Da dabei nie ganz reines Hyperoxyd entstehen muß man sehr verdünnte $SO_3\,Ag\,O$ mischen, wodurch alles Cl und Ag mit $SO_3\,Ag\,O$ entsteht

allel Be gefällt wird.

Am wasserstoffen stellt man HCl durch Erhitzen des BaO_2 durch H_2SO_4 dar.

In einer Flasche stellt HCl eine farblose, erstickend riechende Flüssigkeit vor, die dieselbe nicht krystallisierbar ist. Da es sehr leicht wieder H_2O abgibt, so kann bei seiner sehr dem Flüssigkeit gewissen man es schwer untersuchen.

Bringt man HCl auf die Haut so bewirkt es Entzündung und tiefe Wunden. Es löst wie Cl. SPt wird dadurch augenblicklich in $PtCl_4$ verwandelt, weshalb man salzsaure Salzsäure mit HCl aufbewahrt.

Man gebraucht es sowohl unter dem Namen Aq. salzsäure als Lösungsmittel.

Das freigewordene Gold, Silber und Platin wird in dem Gefäß in dieser Metalle gelöst. Flasche wird es durch MnO_2 oder eine freie Säure zerlegt. Bringt man die Gefäß in einen geschlossenen Metalle in HCl, so gehen sie mit diesem zu. Flasche schon Verwandtschaft ab.

Stickstoff. (N)

N_2 zu 79,1 in der Atmosphäre enthalten, und zwar gemischt mit 20,9 Sauerstoff, lässt sich durch leicht entfernen, und so den Sauerstoff rein erhalten.

Um ihn ganz rein zu erhalten leitet man Cl durch NH_3, wodurch sich ClH bildet, und N frei wird. Man muß dabei sehr genau acht geben, daß im Stelle ein Volumen von NH_3 da ist, weil sonst bei Mangel an diesem Ölsäure gebildet

wird, welches bei der gewöhnlichen Temperatur farblos erscheint.

Dies erhält man N beim Erhitzen des Salpeters.

Es farbloses Gas von 0,97 spez. Gew. Es ist Kohlensäure unterhaltet Verbrennung nicht und viele Stoffe auch die Verbrennung nicht. Verhält sich gegen andere Körper ganz indifferent und ist nur in stat. nasc. vermögend sich mit einem Teilchen zu verbinden. Viele seiner Verbindungen werden sehr leicht zerlegt, wenn man damit erhitzen will, daß es sich stark ausdehnt. Gasgestalt zu gewinnen. Es gibt 5 Oxydationsstufen derselben: NO : NO_2 : NO_3 : NO_4 : NO_5.

Stickoxydul (N_2O)

Entsteht gemengt.

Löst sich leicht, wenn man NO_3 auf Fe einwirken läßt, doch wird es so nicht rein. Kann erhält man es durch Erhitzen des NO_3NH_4O. Sein spez. Gew. ist 1,5. Es besteht aus 2 Vol. Stickstoff beim Verbrennen. Es läßt sich durch Druck in eine Flüssigkeit, in einer starken Kälte in eine feste Masse verwandeln. Es ist in 1 Vol. V löslich. Gibt es einige Körper leicht O ab, und zeigt beim Verbrennen dieselben Erscheinungen, als dieser.

Stickoxydgas (NO_2)

Es ist ein farbloses Gas, das durch Zusammen

der NO_3 gebildet wird, wenn man diese mit Cu oder Hg erhitzt.

Sein spez. Gew. ist 1,02.

Löst das Salz gießt so entsteht O aus und bildet NO_3. Bringt man es mit $2 O_3 Fe O$ zusammen, so entsteht eine schwarze Färbung, welche einer Verbindung beider ungefähr gleich kommt, die jedoch durch Wasser wieder getrennt wird, und das Salz hat sich nicht geändert erhalten und bestimmt werden konnte.

Salpetrige Säure (NO_3)

Die salpetrige Säure ist wesentlich aus einer Verbindung dargestellt worden.

Man erhält sie um darzustellen, daß man 3 Vol NO_2 mit einem Reagens, indem man 3 Vol NO_2 mit 1 Vol O entsteht und die Mischung dieses mit Wasser, in einer starken Kältemischung (aus Eis und Salz) liegenden Glas wieder kondensiert. Man erhält so eine indigblaue Flüssigkeit, welche NO_3 ist, aber immer etwas NO_4 enthält. Bei erhöhter Temp. verwandelt sie sich in ein gelbgrünliches Gas. Mischt man sie mit HO so zerfällt sie in NO_5 und NO_2 nach der Formel:

$$3 NO_3 = NO_5 + 2 NO_2.$$

So entsteht auch NO_3 wenn man NO_5 über Substanzen leitet, welche Sauerstoff verlangen. Die NO_3 ist beständig, ja sie kann bei längerem Erhitzen destilliert werden.

Sie geht Verbindungen mit Alkalien ein, welche

jedoch derart nicht darstellen können, sondern dieselben bestehen aus Salzen der NO_3 erhalten werden, indem dabei $2\,NO$ entweichen. Auch kennen wir gemischte Salze der $2\,NO$ diesen bestehen nicht Metallgemischen aufzufassen.

Untersalpetersäure ($N O_4$)

Die Existenz dieser Säure wird von vielen Chemikern geleugnet, weil man bis jetzt noch nicht im Stande gewesen ist irgendein Salz derselben darzustellen, da bei den gemischten Versuchen stets Umsetzung unter Verbindung der NO_3 mit den der NO_3.

Bergelius stellt für Salpetersäure folgende Gleichung auf $3\,NO_4 = 2\,NO_3 + NO_2$.

Man hat nun die gemischte Säure in einer Form isolirt dargestellt durch Erhitzen des schon wasserhaltigen $NO_3\,HO$ in einer Porzellanröhre, welche mit einer Kältemischung umgebenden Glasröhre versehen ist, wobei jedoch vermieden — 20° sein müssen. Man erhält die Säure so in farblosen Krystallen, die jedoch schon bei — 15° gelbe Dämpfe ausstoßen.

In der erwähnten Salpetersäure ist NO_4 enthalten, und kann durch verschiedene Absorptionsmittel aus derselben entfernt werden.

Der Dampf bei 28°. Bildung dieses Gases aus Chlor gebracht. Mischt man $3\,Al\,NO_4$ mit $Al_2O_3 + NO_2$. sind vereinigt so entstehen $2\,NO_3 + NO_2$.

Nimmt man weniger Chlor und vereinigt nicht so gelingt es $2\,Al\,NO_4$ in $NO_3 + NO_3$, welche gemischte

Salpetersäure (NO_5)

Die Salpetersäure kommt in der Natur an vers. besonders Orten, sind gewiss in sehr geringer Menge an Natron gebunden vor.

Man will die NO_5 auf Synthese darstellen.

David erhielt sie zuerst durch Behandlung des $NO_5 Ag O$ mit Cl bei einer Temperatur von $+30°$

$$NO_5 Ag O + Cl = (NO_5) + (Ag Cl) + O.$$

Sie dargestellt bildet sie weisse in HO lösl. Kr. welche die zusammensetzung NO_4 hat. Sie ist noch nicht fest ob es nicht höhere NO_4 ist.

Von den salzig. NO_5 darzustellen geht 1) aus $NO_5 + NaO$ oder $NO_5 + KO$ durch SO_3, wegen ihrer Temp: von $+130°$ nötig ist.

Behandelt man zu dieser Darstellung $NO_5 HO$ so, so nimmt man dazu $2 Al SO_3$, weil sich bei Anwendung von $1 Al$ dieser zuerst ~~trocken~~ $2 SO_3 KO$ bildet, das erst bei 200–220 zerlegt wird, bei welcher Temp: auch die NO_5 in $NO_4 + O$ zerfällt.

Bei Anwendung des NO_5 auf $NO_5 NaO$ ist nur die Hälfte SO_3 nötig. (auf 100 T $NO_5 NaO$ 117 T SO_3 und 30 T HO)

Durch einmal neue noch einige Zeit unter Zusatz von HO wie angeführt.

Bei Anwendung von $NO_5 KO$ ist nun hier 2 zu, also so wenig wenn man einfach $SO_3 NaO$ zusammen will.

Auch $NO_5 KO$ erhält man 53% NO_5 und $NO_5 NaO$ 63%

Die aus $NO_5 NaO$ bereitete NO_5 ist stets Cl haltig. Durch kommt jetzt die Anwendung des Chilisalpeters wegen seines Gehaltes an $JO_5 NaO$ und $J Na$ stets Jod in der reinsten NO_5 vor.

Ausser Cl und J können die NO_5 enthalten sein:
NO_4, SO_3, WO_3 = und Na_2O-Salze, so wie auch Fe_2O_3.
SO_3 sowie die Salze bleiben bei der fortgesetzten Destillation zurück. Um Cl und J ebenfalls zu entfernen, muss NO_4 unterbleiben nun die Destillation, die alle 3 Körper mit den ersten flüchtigen Theilen übergehen, weshalb man diese entfernt. Das Cl durch $NO_5 Ag O$ zu entfernen geht nicht, da ist das entstehende Cl Ag von der NO_5 zurückgehalten wird. Auch ist es wahrscheinlich dass sich dabei ClO bildet, wenn $NO_5 Ag O$ nicht anwendet.

Die dem NO_5 enthält, ist HO. Sie ist ein
ihre Gew: von 1,52 und kocht bei +86°. Sie wandelt
an der Luft. Durch das Licht wird sie theilweise
in $NO_4 + O$ zerlegt, wodurch sie eine gelbe Farbe
annimmt. Durch Destillation wird sie vollends
indem die dabei theilweise in $NO_4 + O$ zerlegt
wird, welche entweichen, während das HO mit
der bleibenden NO_5 ein zerriebes Gemisch $NO_5 + \frac{1}{4} HO$
bildet. Die $NO_5 + 4 Ag$ wandelt nicht an der
Luft, wird durch das Licht nicht zerlegt, hat
ein spez Gew. von 1,424 und kocht bei +121°.
Durch die Hitze eines Wasserbades ist man im
den Stand gesetzt eine wasserfreie Säure durch
Destillation zu concentriren, indem man das
anfangs übergehende HO entfernt.

Auch diese Reinheit geht nur die NO_5 durch
Verdampfen, welche sie keine Rückstand (Salze in NO_5)
hinterlassen darf. Auch SO_3 durch (barium Verdünnen
und Versetzen mit $NO_5 Ba O$ (letzteres ist in dem NO_5 stets enthalten)
Cl ist durch $NO_5 Ag O$ zu entdecken. Ein Gehalt

an Fe. Löst man Eisenoxydsalze in Mineralsäuren oder Eisenoxydhydrat zur Trockne, und behandelt mit Schwefelsäure und SO_3.

Um NO_5 in diesen Verbindungen nachzuweisen, mischt man die Lösung dieser mit FeO_3 und $SO_3 FeO$, worauf sofort eine braune Färbung entsteht.

Rauchende Salpetersäure ($NO_5 + NO_4 + aq$)

ist eine NO_5, welche NO_4 gelöst enthält. Sie soll $\frac{3}{4}$ dieser zu lösen vermögen.

In dieser Darstellung nimmt man nun $\frac{1}{3}$ SO_3 mit $2\frac{1}{2}$ $NO_5 HO$, und erhält bis $\frac{3}{4}$ NO_4 unter entstehen. Diese Anwendung von wenig SO_3 erhält man nicht so leicht.

Erhitzt man NO_2 in NO_5 bis zum Sieden, dann $NO_2 + 2NO_5 = 3NO_4$.

Es hat ein Gew. von 1,56. Bei einer Temp. von — 40° erstarrt sie zu einer weißen Masse.

Chlor (Cl)

kommt in der Natur nie frei vor, aber in großer Menge an Na gebunden als $ClNa$, aus dem man es darstellt, durch Zerlegen desselben mit MnO_2 und $SO_3 + HO$.

Außerdem stellt man es auch durch Zerlegung von ClH mit MnO_2 dar. ($MnO_2 + 2ClH = MnCl + 2HO + Cl$)

Man füllt dazu eine Retorte mit einem Gemenge von MnO_2 an, und übergießt mit ClH etc. Sind die Verhältnisse von ClH, so wie die Volumina der Säure und Verdünnung des Wassers, welche Umstände alle bei Anwendung von Hitze beachtet werden müssen.

Erhitzt man Cl darstellen durch Zerlegen von $2CrO_3 + HO$ mit ClH

dann $2\,Cr\,O_3 + KO + 7\,ClH = Cr_2\,Cl_3 + 7\,HO + ClK + 3\,Cl$.
Man erhält also 3 Vol. Cl, und fängt es am besten über
einer Lösung von ClK auf.

Das Cl ist ein grünlich gelbes Gas von 2,47 spez. Ge-
wicht, lässt sich zu einer Flüssigkeit von 1,33 spez. Ge-
wicht zusammenpressen. Es besitzt bedeutend zerstörende Eigen-
schaften, wenn es mit dem HO befeuchteten Gewebe
zusammen kommt, so entsteht dabei an der Luft und
im Licht ClH und freier O, der an Stoff nach
und so farbezerstörend wirkt. Nie Cl wird durch Cl nicht an-
gegriffen.

Bei $+8-9°$ werden 3 Vol Cl durch 1 Vol HO gelöst,
unter und über dieser Temperatur weniger. Diese
Lösung stellt das erste einfache Chlorwasser dar.
Es besitzt dieses eine grünlich gelbe Farbe, und einen
erstickenden Geruch. Bei niederer Temp. lässt es
Krystalle von $Cl + 10\,HO$ fallen. Diese schmelzen
dieses schon bei Berührung des Chlors in
Salzsäure bildet eine Verbindung dieser Säure mit
Chlorwasser statt. Auch diesen Körper lässt bis heute
durch feinstzerriebene Substanzen in einer Verbindung
diese und gebunden freiwerdenden flüchtigen Cl darstellen.

Bei Einwirkung des ClO bildet man das Cl am
besten in einer verdünnt gehaltenen Retorte, weil dann
die Absorption bei weitem schneller vor sich geht, und
zwar ohne Erhitzung des Gefäßes.

Das dem ClO bei 0° Gas von 1,003. Auf
3 Vol. kann man 3 Vol Cl erhalten, wenn 1 Vol beim Verfall
leicht entweichen lässt. Im Licht zerfällt das ClO bald
zu viel Lösung von ClH und ClO in HO. Die ClO zerfällt
dann wieder in Cl und O.

seinen Gehalt an $Cl\,H$ werde man an der Stärke dieser Säure
zu prüfen erkennen, daß die reine Säure gleich zu Anfang
mit $Cl\,H$ aber nicht gesättigt wird. Diese Säure der Art
bereitet durch Einwirkung von $CO_2\,CaO$ wird sich die Säure
entfernen. Um aber Spur von $Cl\,H$ in $Cl\,O$ aufzusuchen,
schüttele man solches mit überschüssigem $Hg\,O$, wodurch
alles freie Cl gebunden wird unter Entstehung von ein
Chlorsalz $Cl\,Hg_2$, entsteht nun eine Fällung dieses $Cl_2\,Hg\,O$
als Niederschlag von $Cl\,Hg$, so ist $Cl\,H$ zugegen.

$Cl\,O$ lässt sich in Säure dieser Cl Mo erkennen,
indem man $Mn\,O_2$ niederfallen wird, was aber in Ge-
genwart einer Chlorsalzsäure geschieht.

SO_3 wird durch $Cl\,Ba$ erkannt, wenn also
gewissen Fälle von Reichthum beim Chlorwasser.

Eine Verbindung mit Cl ist durch Schwefel
hinaufgehen von einer Reihe Verbindungen von $S\,H$ möglich.
Das Cl hat 5 Verbindungen: $Cl\,O : Cl\,O_3 : Cl\,O_4 : Cl\,O_5 : Cl\,O_7$.

Unterchlorige Säure ($Cl\,O$)

wurde 1834 von Balard entdeckt. Zu seiner Darstellung
destillirt man frisches $Hg\,O$ langsam Chlorgas.

$$2\,Hg\,O + 2\,Cl = Cl\,Hg + Hg\,O + Cl\,O.$$

Man erhält die $Cl\,O$ so als ein gelbes Gas, das sich
durch starke Erhitzen in $Cl + O$ zerlegt. Erhält
man sie in einer mit einer Kältemischung umgebenen
Röhre, so erhält man sie als eine rothe Flüssigkeit.
100 Vol des Gases lösen sich in 1 Vol $H\,O$. Die Lösung
wird durch Licht leicht zerlegt und besteht theilweise $3\,Cl\,O = 4\,Cl + Cl\,O_3$
eine verdünnte Lösung lässt sich bei ersterer Arbeit destillen.

Die $Cl\,O$ verbindet sich mit Basen zu Salzen. Die Neigung
die $Cl\,O$ mit diesen Verbindungen zu bilden, wird jedes
mal eine andere Stelle dieser Reihe einander einzuverleiben
so wechseln wenn einem Verhältniß der neuen Körper auf ihr.

bindungen der anderen einwirkenden Stoffe.

Chlorschalze werden resultaten durch Einwirkung von Cl in die Hydrate von Ca oder K oder Na.

Der Chlorkalk wird dargestellt durch Einwirkung des Cl in Kalkhydrat. (Enthält man es in Aetzkalk so wird es nicht absorbirt, daß Hydrat dieser beiden besitzen der Kalk in einer Temperatur von 0.)

Der Chlorkalk besteht aus $CaO\,ClO + CaCl + CaO + HO$. Man durch mehrere kleinen Ueberschuß von Cl zur Bindung allen CaO anwenden, worauf sonst nur $ClCa$ und freies ClO entsteht, welche letzteren vereinigt sich fortwährend zu $3\,ClO\,CaO$ zusammen. Es besitzen also $ClO_3CaO + 2ClCa$ beim gleichen Gehalten Gehalten an $3\,ClCa + O$.

Der Chlorkalk ist ein gemengtes Gemenge von verschiedenen Gewichten, und zusammensetzungsfähigen Gehalt. Im V löst er sich mit Gewichtsbildung der eingebundenen $CaO\,HO$. Es verdunstet durch Einwirkung seinem beiden Zerfallen die Lösung in $Cl\,Ca$ und freies O, welches letzteres bleibend wirkt.

Mit Säuren übergossen gibt der Chlorkalk alles Cl ab, indem erst ClO und ClH frei werden, die sich gegenseitig in Cl und HO zerlegen.

Durch die Luft wird der $ClO\,CaO$ durch die CO_2 derselben zerlegt, indem $CO_2\,CaO$ unter Austreiben des ClO entsteht.

Die Russische Darstellung besteht aus Chlorkalk und $2\,SO_3 + HO$, welche man beide mit V übergießt.

Der Chlorkalk muß möglichst trocken sein, sich beim gepulverten Theil in V lösen und mit Säuren übergossen viel Chlor entwickeln. Zur Gewinnung bestimmt man den Gehalt dieser Chlorsalze mit Indigolösung, indem man selbe entfärbt, eine so bestimmte Zahl von Cl. Die Lösung des Chlorkalkes soll das beste Mittel gegen Lähmung

Chlorwasserstoffsäure (ClH)

Cl unmittelbar sich mit H nur unter Feuererscheinung und Explosion und der Bildung, so daß man nur in direkter beider Gase sie erhalten kann.

Man bereitet ClH durch Erhitzung des Chlors mit $2\,NaCl + SO_3H_2O$ mit $\frac{1}{3}$ V verdünnt. Man kann sie in Gestalt über Quecksilber auffangen. Dieses Gas kann nur durch feste absorbiert die flüssigen Gase gebunden werden. Durch O wird es in Wasser gebunden. Menge absorbiert. Unter $0°$ nimmt 1 Vol H_2O 500 Vol ClH auf, während bei $+20°$ nur 460 Vol. Man nennt eine solche Lösung des ClH in H_2O oder eine wässrige Verbindung beider selbst ein Gas über: Das ClH hat ein Spezifisches Gewicht von 1,21. Es raucht an der Luft. Eine $ClH + aq$ von 1,104 Spezifischer Wärme bei $110°$ und destilliert über, während eine mehr Gas entwickelt bis sie das Gleichgewicht Spez. Gew. hat.

Man benutzt kann sie meist mit Cl durch Einwirkung einer NO_3 haltigen SO_3 in einer Entwicklung. Man erhält sie aus Cl durch Einwirkung durch Elektrolyse.

Mit SO_2, Einwirkung nur durch Anwendung zu gewisser Hitze bei der Destillation. Man entfernt die durch Destillation über MnO_2, wodurch nun wieder selbst destillieren, und indem die Destillation unterbrochen wird, um das entstandene SO_3 zu entfernen.

Mit SO_3, die man durch ClH erhält, entfernt man die Säure, so selbst verdünnt sich. Durch wiederholte Destillation wird die SO_3 entfernt.

Mit einigen Salzen, die bei Verdunsten ein Krystallwasser enthalten werden.

Mit Cl_3Fe_2, durch gewöhnlich die Färbung des ClH + aq bedingt, die jedoch durch verschiedene Behandlungen entfernt werden.

Man entdeckt das Cl_3Fe_2 dadurch, daß Rhodankalium mit NH_3 ab.

Mit As_2O_3, welche aus der arsenhaltigen SO_3 stammen kann, ist es leicht das Gegenteil von Mangan zu entdecken.

Das Cl entdeckt man durch Schütteln mit Hg. Kaum $ClH + aq$ gerucht schon an, bei Gegenwart von Cl entdeckt aber sofort den Unterschied von $ClHg_2$.

SO_2 entdeckt man durch Schütteln der verdünnten ClH mit $ClBa$, filtrieren und Versetzen des Filtrats mit NO_3. Aber SO_2 unterscheidet sich von SO_3 Ba nicht.

Eisen entdeckt Cl man so, daß zuerst die geringste Spur nachweisbar, indem seine Lösung mit der berechneten ClH übergossen, und den entstehenden H_2 in eine Lösung eines Alkalisalzes leitet. Entsteht ein schwarzer Niederschlag von S_3Fe_2, so war SO_2 anwesend.

Trinkwasser

Wird erhalten durch Abdampfen von 1 Hg NO_3 mit 2–3 Hg ClH.

Es soll aber NO_4 und freies Cl enthalten, und zwar von letzterem so viel, als in Lösung bleiben kann. Enthält man solches nicht, so wird eine zu starke sein etc.

Da in neuester Zeit fast Gelbstab verschwunden, so kann Abdampfen von 1 Al NO_3 mit 3 Al ClH 3 Al HO gelöst werden, wodurch 1 Al Cl frei wird, während die anderen 2 Al Cl mit NO_2 zu NO_2Cl_2 zusammentreten, welche dann mit Metallen behandelt 1 Al Cl verliert, wodurch Chlorstickstoffsäure NO_2Cl entsteht, die durch Metalle ihr Cl verliert, während dann das NO_2 entweicht und aber O aufnimmt zur Erzeugung von NO_3.

Stickstoff mit Wasserstoff

NH : NH_2 : NH_3 : NH_4

Imid — Amid — Ammoniak — Ammonium

Verbindet man NH_3 mit einer Säure, so entsteht dieses Zerlegung des $HCl = NH_4 + O$, das sich mit der Säure verbindet. Verbindet man es aber mit einer Wasserstoffsäure, so entsteht eine Verbindung des Cl etc. mit dem NH_4. Also $NH_3 + HCl = Cl + NH_4$. Das NH_4 ist ein zusammengesetztes Radical, das sich wie ein Metall verhält, und auch wie das Chlor mit Hg ein Amalgam bildet. Man erhält solches durch Verbindung des Kaliums amalgams mit $Cl + NH_4$, wobei neben KCl entsteht. Dieses Amalgam ist eine grünlichgraue butterartige Masse, die sich nach einiger Zeit unter Entwicklung von H in NH_3 und metallisches Hg zerlegt.

Ammoniak (NH_3)

Wird erhalten durch Erhitzen einer Mischung von $2\,NH_4Cl + CaO + HO$ mit $+ Ca\,(Cl + NH_4$. Denn

$Ca\,O + HO + Cl\,NH_4 = Ca\,Cl + (NH_4O) = NH_3 + HO$ + Aq

Man leitet dieses Gas zur Entfernung des HO über $KO + HO$, und fängt es dann über Hg auf. Es besitzt einen zum Niesen reizenden Geruch, ist farblos bei 6 Atmosphären druck. Wenn man Hg Cl mit NH_3 zusammenreibt, und es dann in einer zugeschmolzenen Röhre auf 380° erhitzt, wird das freiwerdende NH_3 durch seinen eigenen Druck flüssig. Das Gas hat die Dichte 0,597.

Leitet man einen feinen Strahl von NH_3 in O und entzündet es, so verbrennt es mit gelblicher Flamme. Es vereinigt sich jedes Volumen mit $1\frac{1}{2}$ Vol. O. 1 Vol. Stickstoff nimmt also 670 Vol NH_3 auf oder 1 # Stickstoff $1\frac{1}{2}$ # NH_3.

Zur Darstellung des Salmiak geglüht nimmt man wasserstoff $3\,H_2O$ auf $4\,H\,Cl$ $N\,H_4$, weil außerdem die gänzliche Zerlegung des letzteren sehr schwierig, ja sogar nur bei sehr hoher Temperatur möglich ist. Man setzt dabei abwechselnd 1 Vol Cl auf NH_4 zu. Letzteres bringt man in Wasser in der Apparat, und $Ca\,O$ bestimmt es zu entwickeln, weil man die entstehende Temperatur sehr genau regelt, weil man die entstehende Temperatur sehr genau regelt und die gewünschte Theil der NH_3 abzuscheiden, so muß man nur so viel Salzsäure anbringen, als NH_4 zu Salmiak gebraucht.

Zur Gewinnung wandelt man zu seiner Entwicklung in Cylinder ein. Dies bewirkt man dabei $SO_3 + NH_4O$.

Das entwickelte NH_3 hat ein spez. Gew. von 0,96 Luft, und 1 Vol. 10 % NH_3 enthalten. In Wasser ist das spez. Gew. ist das spez. Gew. und das Volumen.

Meist 1 Vol. Luft und Wasser mit Ammoniak enthalten. Oft setzen die Volumina zur Feuchtigkeit des spez. Gew. Alkohol zu, erhalten man durch Neutralisation mit $Cl\,H$ und Destillation entdeckt.

Für Gehalt an $Cl\,H$ wird man der Neutralisation mit NO_5 durch Zusatz von $NO_5 + Ag\,O$ erkannt werden, $Ca\,O$ und $Cl\,Ca$ werden durch $C_2O_3 + aq$. entdeckt werden.

Für Gehalt an CO_2, welche durch Verbrennen von Kalk oder durch Absorption aus der Luft kann man in Wasser gelöst durch Kalkwasser und Fernrohr, oder durch Zusatz mit essigsaurem Bleioxyd, wenn dadurch keine Niederschlag entsteht erkannt

SO_3 wurde entdeckt durch $Cl\,Ba$ nach der Niederschlagung des NH_3. Rückstand und seine Trennung durch Ausziehung entstehenden Gyps so wie auch Kiesel (Si entstehen?) Eisenoxydsalzen. Man erkennt alle drei durch Einlaufen von SH etc.

Chloramonium ($Cl\,NH_4$)

Kommt in Gestalt der Vergrößerung der Lagen der Kristallisation oder Schwefelsaurem Ammoniak und $Cl\,Na$.

Bei der Verflüchtigung des Laugensalzes, so wie durch beide Destillation schwefelsaurer Kupfer entsteht neue gerade Mischung $mCl\,O_2 + nNH_4O$. Man gewinnt dieses erwärmt mit $Cl\,H$ oder mit der Mischung des Salmiak; erwärmen $Cl\,Mg$ etc. entsteht. Es kommt $Br\,NH_4$ in der Steinsalz oft an 2%.

Durch Kunst neue durch $Cl\,Mg$ gelagen, der neue bildet: $Cl\,H$ entsteht.

Durch den $SO_3 + NH_4O$ entsteht neue den Salmiak erneuert, weil es eine Reinigung der Zersetzung aller ungejäuerten Reste verbringt. Man erhält das $SO_3 + NH_4O$ in Gestalt durch Lagen des $3\,CO_2 + 2NH_4O$ durch $SO_3\,CaO$ oder $SO_3\,FeO$. Zu seiner Lagerung wendet man $Cl\,Na$ an, eine $SO_3\,NaO$ als Nutzen wieder zu erhalten. Durch kommt neue Gestalt, wenn durch Krystallisation, und neuer Lagerung Sublimation wiederholt neue den Salmiak ganz rein erhält, bis nicht mehr in Gestalt $SO_3\,NH_4O$ oder mit $Cl_3\,Fe_2$.

Dieser Lage man das $Cl\,NH_4$ neue mit Lösung, so wird durch das Verbrennen des Kaumalzes erhaltenen Kristall durch Sublimation als neue Lösung genommen werden, die man sehr ganz rein hält.

Das sublimierte $Cl\,NH_4$ ist farblos durchsichtig, faserig und erhält eigene Schmelz alkalisch über Lösung zu gelangen. Kristallisiert in Oktaeder. Ist neue in zusammengesetzten Prismen schmelzbar, weil sie in ebenen Gestalt

wenn Schwefelsäure zugesetzt wird. Schwefelsäure allein gesetzt löst sich in 2,7 Teilen und 1,0 heißem Wasser. Absoluter Alkohol löst leicht.

Will man gereinigtes Palmöl darstellen, so behandelt man das käufliche mit, anstatt mit reiner Lösung zur Entfärbung des Cl_3Fe_2 absorbt NH_3 zugesetzt soll.

$ClNH_4$ muß sich beim Erhitzen vollständig und ohne die Farbe zu verändern verflüchtigen. Wird es dabei verändert so sind noch andere Stoffe darin.

SO_3NH_4O löst sich durch $ClBa$, $2Cl_3Fe_2$ durch NH_3 in seiner Lösung erkannt.

$BrNH_4$ ist im Palmöl gewöhnlich zu 2–3% enthalten ist erkannt wenn, durch Einleiten von Cl in die Lösung welches alles Br ausgetrieben und dadurch eine gelbe Färbung erzeugt wird. Man darf nun nicht zuviel Cl einleiten, wenn man alles Br entfernen will weil sonst Cl Überbrom entsteht.

Brom (Br)

Läßt sich wie oben gesagt durch Cl aus den $ClNH_4$ Lösungen durch die Mutterlauge des Palmöls entfernen. Setzt man zu C_4H_5O so löst sich das ganze alles Br, und bildet mit ebenfalls vorhandenen Äthylalkohol Äthylbromid, nimmt man so ab und verfährt so mit HO, so verschwindet augenblicklich die Farbe. Es entstehen nämlich aus $6AlHO + 6AlBr$ $3AlBrO_3HO + 3AlBrH$. Diese setzen weiter das BrO_3HO seinen O und es bleibt endlich BrH zurück, aus dem man durch Destillation mit MnO_2 und HO_3 das Br wieder erhält.

Man muß Brom in Verbindungen gut abscheiden.

Bei einer geringen Spur von Br in einer Flüssigkeit muß zu verfahren, bringt man ein mit Stärkekleister benetztes Papier hinein, worauf Chlor sofort augenscheinlich gelb gefärbt wird, das geringste Bromquantum bei Anwesenheit von Jod nicht.

Das Brom hat ein spec. Gew. von 2,9. Es stellt ein hochbraun, starke braune gefärbte Dämpfe ausstehende Flüssigkeit dar, die bei — 7,3° fest und blätterig wird, und bei + 26° siedet. Hat man dem Cl erfahren, daß nicht so starken Geruch, auch greift es die Kautschuk-verbindungen nicht so stark an.

Es ist in der Natur wenig verbreitet; bei Salz-Quellen und wenig angewendet. Es wurde erst vor 21 Jahren von Balard entdeckt.

Man kennt bis jetzt nur wie Cl 3 Verbindungen des Broms die Br O₅.

Jod (J)

Das Jod wurde 1811 von einem Salpetersieder Namens Courtois entdeckt, und dieß Geschäft gänzlich dargestellt.

Es kommt in geringer Menge in Meerwasser vor, so daß es aus diesem gewonnen werden ist. Es wird darauf durch einige Pflanzen (Fucus- und Ulva-Arten) angezogen, weswegen man durch Verbrennen die Kelp- oder Varecasche erhält, aus der man das Jod daraus folgende Weise gewinnt: Man zieht die Asche mit Wasser aus, verdampft die Lösung zur Trockne, destillirt das trockne Salz mit Schwefelsäure und verdampft die Mutterlauge zur Trockne, und destillirt

mit MnO_2 und SiO_3. In der Mutterlauge ist nun noch F als entfallen und dass dieses gemeinte Verfahren gerade wird und das freie Fe auch gelöst. Dieses wesentliche Publikation erfolgt man daraus, dass das SiO_3 allein wird das F mit dem Fe nicht gefunden, wobei gerade FH entsteht, das dem das SiO_3 in F und H getrennt wird, während das zugleich SiO_2 entweicht. Wegen gewissen Verhältnisse an Fe ist diese Methode ungenügend.

Um Fe aus einer gegebenen Menge Flüssigkeit auszuscheiden verfährt man diese mit KO und mit SiO_3 CuO wodurch Cu_2F + freies Fe + SiO_3KO gebildet werden. Das Cu_2F ist fest und bleibt und fällt unter. Da aber auf diese Weise viel Fe verloren geht, versetzt man mit SiO_2 wodurch alles Kupfer erst als Cu_2O und dann in Cu_2F übergeht. Man kann auch statt mit SiO_2 mit SiO_3KO versetzen, da sich beides auf Kosten des CuO bisher vergrößert, und so Cu_2O etc bildet.

Durch Destillation des Cu_2F mit MnO_2 und SiO_3 erhält man das Fe frei.

(Man muss bei Fe-Bestimmungen alle Kieselsäure gänzlich vermeiden.)

Das Fe besteht aus glänzenden hexagonalen Krystallen, kann aber auch in anderen Krystallformen. Es ist flüssig, schmilzt bei 107° und siedet bei 170–180°. Das spez. Gew. ist 2,9. Es oxydirt sich an der Luft (= 4000 F) aber in Alkohol und Aether bleibt es blank.

Um es auf seine Reinheit zu prüfen versetzt

Glasgefäßen. Es entsteht dabei zunächst FeS, das sich über
im HCl sofort in $FeCl_2 + H_2S$ zerlegt. Man bringt
dazu die verschiedenen Verbindungen fein zerrieben in ein
Glasröhrchen oder ähnl und fügt dann Gas über trockenem ge-
fälltem (nicht über Hg) zu. Dieses wird sehr stark an
der Luft und verbindet sich sehr gierig mit HCl, deshalb
muss man Flüssigkeit von 1,10 verdünnen kann.

Schwer muss in der Lösung des FeS in $FeCl_2/2H$.
Bleibt so erhält man durch Abscheidung von S und
$FeCl_2$ freie HCl in Lösung.

Man kann auf diese Lösung der HCl verschiedene
Reagentien HCl in HCl bildet, so einmal neue Fäl-
lung verursacht hat. Es wird dabei aber bald Fäl-
lung S fest ausgeschieden, und geht so verloren.
Deshalb man auf diese Weise schon Überschuß HCl
verhindern, indem man Fe in HCl, dann HCl einleitet
filtriert, darauf wieder Fäl bereinigt, wieder HCl
einleitet etc. etc.

Die Lösung von $FeCl_2$ in HCl ist klar, wird
aber mit der Zeit durch Abscheidung von Fäl braun.
Die größere Menge der Lösung von $FeCl_2$ scheidet sich als Fäl
oft in fester schöner krystallisirter aus.

Bringt man $CaCl_2$ mit $FeCl_2$ zusammen,
so bilden sich sofort $CaCl_2 + CaCl_2$. Man kann
so Fäl $FeCl_2$ in $FeCl_2$ verschreiben, indem man
letzteres mit einem schweren Säuren wie $\overline{A}$ oder
$\overline{F}$ oder auch solche unorganischer Cl H versetzt.
So wird dabei $FeCl_2$ frei, das sich mit der zu-
versetzten $FeCl_2$ sofort in gewünschter Weise gestaltet
und sich dann durch die Farbe verraten lässt.

Um Eisen in irgend einem Salze nachzuweisen, bringt man Salzsäure in einem Röhrchen, übergießt es mit HCl und bringt nun mit Platinklemme einen Tropfen Flüssigkeit hoch in die Mitte der Gasflamme. Wird die Flamme blau, so ist die Gegenwart von Eisen angezeigt.

Um in einer Flüssigkeit das Eisen schnell nachzuweisen, versetzt man sie mit HCl und HNO_3 und gießt dann $(NH_4)_2S$ zu und schüttelt um, ist Eisen vorhanden, so entsteht sofort eine tiefschwarze Fällung.

Schwefel (S)

Der Schwefel kommt sehr viel frei in der Natur vor, besonders in Italien in Sicilien. Er entsteht meistens dort in der Nähe der Vulkane durch gleichzeitige Entstehung von SH_2 und SO_2. Er wird viel gleich aus diesen dargestellt, und es müssen schon, wenn er nochmals destilliert werden muß.

Man stellt ihn nach auf dem Schwefelbade dar, das nämlich zunächst einen Gemenge HCl, die durch andere HCl entsteht. Zu stellt man Fe_2S_3 in Salzsäure, so erhält man H_2S. Im Gemenge verbrennt man H_2S auf Kosten über Kalkfeuer und fängt den Schwefel auf. Durch Verbindung mit gewissen Katalysatoren und Luft bei Schwefelbereitung soll man H_2S also seinen Sauerstoff, welcher die nächstfolgende SO_2 durch Verbindung abgenommen wird, wodurch man den Schwefel erhält. Wird die Verbindung mehrmals

festgestellt, so entsteht ein Präparat, welches der Schwefelsäure, sich mit dem Eisen zusammenballt, diese Oxydationsstufe abgeben und gleich in Reagenzien ge-wandt wird. Man muss die Destillation nicht über 8 Tage fortsetzen, weil sonst die Reagenzien zu sehr steigt.

Der Schwefel soll eine Höhe Farbe von 10. Er ist ein schwefelgelber Körper von gelber Farbe, der beim Erhitzen auf seinen Schmelzpunkt sich verflüssigt. Der Schwefel bei 111°, wird bei 200 dickflüssig und zäh, bei 300° wieder dünnflüssig und sublimiert bei 400°.

Die Schwefelblumen (erhalten durch sublimierten Schwefel) sind wegen der absorbierten SO_2, die sich auf und um den SO_3 verwandelt hat sauer, und werden durch Abwaschen mit V von der Säure befreit.

Um Essig zu verunreinigen, reagiert man diesen mit 3–4 % NO_3HO und bringt es die Lösung das Wirkungsmittel SH, wodurch S_3O_1 entstehen wird. Umgekehrt ist der Versuch S mit KH_3 zu verbinden, wodurch KS gebildet, und dann beim Zusatz einer Säure S fällt wird.

Um Salze umzuwandeln löst man das S in Salzsäure und leitet es durch Luft, bis Geruch von S verschwindet ein mattes Niederschlag entsteht.

Schwefelmilch kürzer sind besser wenn S zu trennen. Der S muss sich beim Erhitzen vollständig verflüchtigen.

Schwefelmilch

Wird erhalten durch Einleiten von S_2K mit $2O_3$. Man legt dazu S in Kalilauge bei zur Vollendung.

$$3HO + 12S = 2S_5K + S_2O_2HO.$$

Beispiel ist die Methode Cu statt des H zu verwenden, wobei man dann $Cl\,H$ fällt. Das ist Cl, man hat $\frac{1}{2}\,Cu$ falle wie positives Zeugnis als auch $\frac{1}{2}\,H$.

Bei Anwendung von $\frac{1}{2}\,H$ fällt es gut für, jetzt nur wenig HCl zuzusetzen, wodurch alle fremden Körper mit wenig H gefällt werden sollen. Filtriert man nun und fällt wieder mit HCl wieder, so fällt man nur ganz reines weißes Zeugnis erhalten.

Bei Anwendung von $\frac{1}{2}\,Cu$ verfährt man dagegen so lange mit $Cl\,H$ bis nur wenig $\frac{1}{2}\,Cu$ übrig gesetzt ist, dass dann alle Verunreinigungen gefällt sollen soll. Zu der Niederschlag des gefällten Gemisch ist noch mit rund: $Cl\,H$ und dann mit HCl aus.

Enthält nun die Lösung, so enthält man gelbes S unter Entwicklung von SH. Man muss nun noch genau ob die Lösung nun Sn Verbindung von S mit SH ist, oder aber ein S mit einem Metallsulfid gemischt ist.

Die Lösung wendet man allein statt der Säure zur Fällung an, wodurch Zeugnis und Zeugnis kommt.

Ein Sn haltiges Gemisch ist $Cl_2\,Cu\,O$, wenn $Cl_2\,Hg\,O$ oder Quecksilber ist hingegen ist, alle beiden sich leicht erkennen. Beim Erhitzen muss kein Rückstand bleiben, weil sonst kein Kupfer enthalten und mit Säuren Blausäure kein SH entwickelt werden.

(Dies $\frac{1}{2}\,Cu$ ist kaum zu erkennen mit SH)

Schwefelige Säure (SO_2)

Wird leicht erhalten durch Verbrennen des Schwefels an der Luft. Beim Übergießen des Cu oder Hg

mit SO_3 und festigen. $Cu + 2SO_3 = SO_3CuO + SO_2$
Durch diese Festigen wird S mit dem O_2 zu verfallen.
Man fängt das Gas über Hg auf.

Im Großen stellt man jetzt die SO_2 aus Schwefel gewonnen Gemenge von Röstgasen mit SO_3, wobei sich neben SO_2 auch $CO_2 + CO$ entwickeln. Man vermeidet dabei einen sehr großen Luftverdünnung.

Die SO_2 ist ein Gas von 2,24 spez. Gew., das sich bei $-10°$ zu einer Flüssigkeit von dichte 1,5 also dieses starken Druck. Man sehr einfach erhältlich von Geruch und sehr giftiger Wirkung. Sie entfärbt die Verbindungen viele Farbstoffe (1 Vol $\bar{V}$ nimmt 50 Vol SO_2 auf), geht aber schnell in SO_3 über. Auch durch einen Körper über Flüssigkeiten geleitet geht die Luft in SO_2 und zum $\bar{V}$ frei über.

Die SO_2 löscht sich durch Zersetzung Verbrennen mit Licht und SO_3 zu verwandeln.

Sie wirkt sehr bleichend, indem sie mit vielen Farbstoffen farblose Verbindungen eingeht.

Im Großen werden die Stella und Seide damit gebleicht, indem man SO_2 durch Verbrennen der Schwefel gewonnen Röstgase entwickelt. Auch wird man sie wieder Bleichverbindungen und die Farbstoffen, wodurch die damit gebleichten Stoffe ihre ursprüngliche Farbe wieder annehmen.

Schwefelsäure (SO_3)

Die Verbindung SO_3 wird erhalten, indem man SO_3 FeO durch Röstgase an der Luft in basisch 2 $SO_3 + Fe_2O_3$ überführt und dann zum Abdestillieren das SO_3 der Gleichheit entbrennt.

Reagens nicht weiter, da bekannt ist Fe_2O_3 auf Kosten der SO_3 und es unterschieden werden SO_2. Man destilliert aus irdenen Retorten in Galvanometern und schlägt englische SO_3 vor. Verfälscht kann sie Mutterlauge von $SO_3 FeO$ werden. Chlorid $2 SO_3 NaO$ kann sie durch SO_3 gerinnen. Sie besteht aus $2 SO_3 + HO$ und verwandelt sich unter Einwirkung, die sich dann in Nebel verflüchtigt. Sie hat ein Gewicht von 1,87–1,9. Sie erstarrt bei 0°, doch gefriert selten bei niedriger Temperatur nicht. Die Säuren SO_2, Fe_2O_3, As_2O_3, Se_2O_3 und Chlorsäure. Durch Destillation bei 36° kann sie gereinigt werden, indem $SO_3 + HO$ mehr bei 360° flüchtig. Die wasserfreie SO_3 stellt in langen Krystallen vor, die sehr gierig weitere Mengen Wasser anziehen.

Die flüssige SO_3 wird dargestellt durch Zusammenbringen von SO_2 mit NO_3 in Berührung feuchter Luft. Man erhält schöne Bleikammern an, fischt NO_3 an und drückt SO_2 ab. Man verwandt nun mehr NO_3 zur Oxydation als theoretisch nötig ist. Es ist schwierig, durch O und H vorhanden, zu verhüten, da die Bleikammern geschlossen sind, und einige Zeit die Operation unterbrochen und frische Luft einströmen muß. Man hat dabei vorgeschlagen, den NO_3 nicht zu verlieren, sondern durch Coaks mit NO_3 beschickte Porzellansteine zu führen.

Ist zu wenig Wasser in den Kammern, so bilden sich schwefelsaure Krystalle die aus $SO_3 + NO_2$ bestehen.

Man verfällt sie in den Kammern mit SO_3 von 1,3 spez. Ger

Man erwärmt sie in Schwefelsäure, und erhitzt sie darauf in Platinretorte bis auf 360°, wodurch alles überschüssige HO verdampft wird.

Da nun NO_3 stets in der angewandten SO_3 enthalten ist, und man Mischung beider Flüssigkeiten vornimmt, so entsteht neue Verbindung $SO_3 + NH_4O$ wodurch $NO_5 + NH_4O$ entsteht, der beim Erhitzen in NO zerfällt, und so alle NO_5 verflüchtigt.

Da nun auf viel Arten durch die zur Entwickelung des NO_2 angewandten Schwefelsäure auch in diese und durch Oxydation in die SO_3 kommt, so versetzt man die mit der Schwefelsäure SO_3 mit Schwefelammonium, wodurch alles Arsen als Schwefelarsen, so wie die meisten Metalle und auch die freie SO_2 entfernt wird.

Man verfährt nun auf dem Niedergehen in der Platinretorte mit $SO_3 + HO$ von 1,848. Man füllt selbe bevor durch mit Platinschnitzeln in Glas bullen.

Die Hitze bis 360°, wodurch sie bestimmt ist, die meisten andern Säuren und Verbindungen zu zerstören.

Die Krystallisat bei — 30°. Beim Präparat von $SO_3 + 2HO$ krystallisirt selbes bei — 7 bis 9°.

Enthält die $SO_3 + HO$ verlangte Säure, so ist selbe in Absicht Reagenz bisher zu untersuchen, ob die NO_3 und SO_3 zu entfernen nöthig war, selbe mit HO verdünnen, und dann SH einleiten, darauf klar abgießen und durch Erhitzen auf + 260° verflüchtigen. Dies ist diese Methode sehr beschleunigt.

Außerdem kann $SO_3 + HO$ in der conc. SO_3 enthalten sein, sowie gewöhnlich durch Oxydation der Schwefelwasserstoff der NO_3. Man destillirt nun die Säure mit V_2O_5 fällt ab wieder. Auf diese Verunreinigung in der käuflichen HO_3 prüft man, die selbe stets vor der Fabrikation mit SBa behandelt wird.

Sollte NO_5 oder NO_3 in der HO_3 enthalten sein, so kann sich solche durch Verunreinigung von $HO_3 FeO$ an der Farbe erkennen lassen. Diese kommen beide äußerst selten in der HO_3 vor, weil sie bei Bereitung dieser durch Verflüchtigen mit $HO_3 NH_4O$ in $NO_5 NH_4O$ übergeführt werden, welche beim Erhitzen in $NO_4 + HO$ zerfällt. Sonach kommt zuweilen etwas NH_4O in die HO_3, das man leicht zu entfernen ist, indem man mit HO auf der Wasserbadtemperatur.

Ferner kann Cl in der HO_3 enthalten sein, welches durch eine angesäuerte Lösung von AO_3 sich erkennen läßt.

Etwas SO_2 in der HO_3 enthalten, so läßt sich solche durch Entfärbung mit Indigo Lösung von HH erkennen.

Salze der $KO + NaO + Fe_2O_3 + Pb + Ba + CuO + ZO$ etc. können gewöhnlich enthalten sein, und werden durch die Rückstand bei der Destillation der HO_3 auf Platinblech erkannt.

Um eine ganz reine HO_3 zu erhalten, destillirt man solche der Destillation. Man nimmt jedoch gewöhnlich die abgetrübte Retorten und destillirt sehr vorsichtig, und kaufe As_2O_3 haltige HO_3.

Man füllt die Retorte zu 2/3 mit SO_3 an, setzt sie dann so ein, daß sie über von den Platten bedeckt wird, weil andernfalls die sich auf der ganz abgekühlten Retorte niederschlagenden wässrigten Metalloxyde die starke Abkühlung verhindern, daß dadurch die Retorte in den Fluß springen, und beim Zusammenfallen zerschmettert wird. Man erhitzt nun und nun, indem man das HO bis auf den letzten Rest, welcher von dem Säure chemisch gebunden ist, verjagt wird. Da nun beim Kochen des $SO_3 + HO$ Dämpfe entstehen, so wird die Temperatur in der Retorte daselbst gleichfalls von $+100°$ bis zum Siedepunkt des HO bis auf den des SO_3 bis $+325°$ ist erhöht, wodurch dasselbe stets rasch abgetrieben wird.

Einmal nun der zuerst übergehende 1/4 des $SO_3 + HO$ besonders auf, so entfernt man dadurch $CH + NO_3 + NO_4 + Cl$ etc; während bei der weiteren Destillation alle in ist flüchtigen Verunreinigungen in der Retorte zurückbleiben, und man daselbst so reines chemisch reines SO_3 erhält, die Feuerbeständigkeit des Spec. Gew. von 1,8 Cel.

Zuweilen kommt eine reine SO_3 in Handel vor, die von der Fabrikantin dieser Säure mit HO_3 fortlos gemacht worden, man soll nun die Feuerbeständigkeit des SO_3 nicht als Folge der Reinheit derselben betrachten darf.

Alle Verunreinigungen mit Mineralsäuren lassen sich gewinnen durch Eingabe von MgO (Magnesia usta) oder CaO auf Feuer. Die Einwirkung beider Stoffe auf Säure ist verschieden, da gegen gewissen Säure auf CaO oder $CaO + HO$ besteht. Durch Einwirkung einer gewissen Menge Säure, sogenannt werden. Auf Feuerbeständigkeit, wegen seinem Gehalt an Feuer HO oder NaO. Auch wirkt bei Fall der Säure nicht Chlorkalk.

Schwefelwasserstoff (SH_2)

wird ganz rein erhalten durch Zerlegung des Sb_2S_3 durch HCl.
Für gewöhnlich stellt man es dar durch Zerlegung des FeS durch SO_3. Zur Entfernung des übergerissenen Säure oder Fe leitet man das Gas durch Waschflasche.

SH_2 ist vollkommen farblos. Gut in der Luft ist es 1,19.
Riecht eigentümlich faule Eier. Greift diese ein
Druck von 15–16 Atmosph: in einem Raumteil von 0,4 Raumt.
4 Vol. des Gases lösen 1 Vol H_2O. Diese Lösung
wird durch Einwirkung von Chlor in $HCl + S$ zerlegt.
Es wirkt in einer Zeichnung stark giftig, in tödlich.
Dosen starben Tiere in einer Atmosph: die 1% SH_2 enthält,
während eine Dose von Messer nicht viel schadet.

Bei einer Vergiftung mit SH_2, welche zuweilen
bei Reinigung der Cloaken sie vorkommt, soll man
den Patienten in mit Chlorkalk gefüllten und mit Essig
besprengten Raum vor Wind und Kälte. Auch muß man
vorsichtig dabei sein, damit nicht das Cl in Verbindung
tritt, und deshalb eine Vergiftung selbst geschieht.

In vielen Quellen enthält das SH_2 und verdankt
diesem seine Wirkung. Es ist nämlich in solchen Quellen
meistens SCa vorhanden, das durch die zugleich an-
wesende CO_2 zerlegt wird. Dabei wird unter Bil-
dung von $CO_2\,CaO$ allen SH_2 frei. Auch wird auf
diese Zerkommen von CO_2 der SH_2 gebildet, da sich SCa
auflösen in $SH_2 + SCa + CaO + HO$ ein setzt.

Für Schwefel ist SH_2 das beste Reagens, da
dann neue 8–9 Gew. SCa in einer Lösung Schwefel bedeutet und eine
sehr Wolke.

Wasserstoffsuperschwefel (S_2H_2)

Wird dargestellt, indem man eine Lösung von S_2K_2

in NH_3 gelöst. Es nimmt von selbstem Gusseisenpulver bis 5% H auf, also eine ziemliche Flüssigkeit ab, die Löslichkeit beträgt in 4 Vol C_2 + 1 Vol CH_4 zur Lage.

Geschieht nun aber 5% H schnell in einer starken Glasröhre wie, so krystallisiert der C_2 ab und CH_4 wird durch seine eigene Spannung flüssig.

Es ist fest unterscheidend, daß die Verdampfung 5% H ferner gebunden entfällt.

Schwefelammonium (SNH_4)

Wird erhalten indem man eine gewogene Menge NH_3 trag mit SH sättigt, und dann genau dieselbe Menge NH_3 + Aq zusetzt.

Auf trockenem Wege erhält man die Verbindung indem man SH mit absolutem NH_3 zusammenbringt, als Krystalle.

Schwefelwasserstoffschwefelammonium. ($SH + SNH_4$)

Wird durch Einleiten von SH in NH_3 + Aq bis zur Sättigung erhalten.

Trockne erhält man die Verbindung durch Zusammenbringen beider Gase bei Abwesenheit von H_2O.

Frisch dargestellt wird das $SH + SNH_4$ durch Zusatz einer Säure unter Entwickelung von SH Farbung gesetzt. Nach längerem Stehen an der Luft zersetzen es, und dann wird unter Bildung von H_2O durch Zusatz einer Säure S ausgefällt. SH entweicht.

Die gelbe Farbe, welche das $SH + SNH_4$ durch längeres Stehen annimmt, rührt von der Bildung des S_2NH_4.

Nach längerer Zeit an der Luft, so entsteht zuerst $SONH_4O$, dann SO_2NH_4O endlich SO_3NH_4O.

Digerirt man $SH + 2NH_4$ mit S so entweicht SH und es entsteht S_2NH_4 digerirt man letzteres mit S so entstehen höhere Schwefelungsstufen bis zuletzt S_5NH_4

Destillirt man $CaO + HO$ mit S und $ClNH_4$ der trockenen Destillation, so erhält man ein flüssiges Destillat, das eine höhere Schwefelungsstufe des NH_4 mit NH_3 enthalten soll. Berzelius giebt an die Gl.

$4\,CaO + 3\,ClNH_4 + 16\,S = 3\,ClCa + 2\,SO_3CaO + 3S_5NH_4$

Doch kann diese Formel nicht richtig sein, da freies NH_3 frei werden müsste und nicht SCa im Rückstand bleiben soll.

Phosphor. (P)

Wurde zuerst von Brandt in Hamburg entdeckt, der ihn aus dem Urin bei Darstellung von Kalisalpeter gewann. Gewonnen wird er aus Knochen. Im Urin ist nämlich $NH_4O + 2MgO + PO_5 + 12HO$ neben organischen Substanzen enthalten, welche beim Verdampfen in Fäulniss übergehen, die dem obigen Salz reducirt.

Leichter erhält man den P aus dem Urin durch Versetzen mit AcO und Eindampfen bis zur anfangenden $PO + 3HO$ (?)

Man kann gemischt mit etwas Kalk die weingalvanisirten Knochen, die zunächst mit heisser Salzsäure CaO lösen. Durch Behandlung mit SO_3 entsteht $SO_3CaO + 2PO_5CaO$ Letzteres bleibt in Lösung, während ersteres niederfällt. Abdampfen zur Trockne, erneut löst dann mit $\frac{1}{3}$ Kalk und fällt die Alkalien der Knochenasche aus, und bringt darauf den Rückstand in Retorten in Gasentwicklung und erhitzt zur Rothglühhitze, es geht P über während neutrales phosphors. CaO zurückbleibt.

Man presst darauf den erhaltenen Dampf unter Wasser durch HO durch, wodurch P zu Stangen erstarrt. Einen andern Gang lieber, und bringt ihn dann sogleich in Wasser in Bereitungsform.

Das Schwefel ist in reinem Zustand farblos durchsichtig, wird aber an Luft durch seine unbeständige Umwandlung undurchs. Fl bei gewöhnl. Temp: undurchsichtig, bei niederen Temp durchsichtig. Schmelzt bei +43°, siedet bei +290° und hat ein spez Gew von 1,77. Fl in H2O unlöslich, aber löslich in Chlorschwefel, Aether und in fetten u. ätherischen Oelen, sowie auch in CS2, worüber es in Schwefelwasserstoff verwandelt, wenn man die Fl in einem Strom von CO2 verdunsten lässt. Es verbrennt Fl schnell an der Luft, und leuchtet dabei ein wenig. Oft genug verbrennt es dabei in unsere Atmosphäre und verbrennt diese sehr schnell mit blauer Flamme.

Bei einer Temperatur von 226°–260° wird es in einen Strom von Wasserstoff durch seine gänzlich unbeständige Umwandlung in eine undurchs. Modification verwandelt. Mancand sah dann unter dem Mikroskop. Bei 260° schmilzt dieser wieder in gewöhnlichen P über, der mit CS2 kann man den unlöslichen P entziehen. Der unlösliche P hat ein spez Gew von 1,9. Er wird durch Chlorschwefel, Aether und Oele nicht gelöst.

Zur Verflüssigung von gewöhnlichem Schwefel nimmt P unter seinem H2O bringt heißes destilliertes Wasser und Schwefel in einen Kolben, worauf dann gekocht wird. P muss geschmolzen sein etc.

Der im Handel vorkommende P kann durch Alkohol, Aether, Schwefelkohlenstoff, Chlorschwefel, die zur Entfernung des Schwefels angewandt werden, und worüber bei Schwefel: Fl P abgeschieden wird.

(Oefters beobachtete in den Knochen sich Phosphorsäure auf. Dies ist selbst nicht neu, weil diese Säure in Knochen vorkommt. Einige P sind und schon einen übeln Geruch verbreiten.

Die P hat 4 Oxydationsstufen: Phosphoroxyd,
dessen Zusammensetzung noch nicht bekannt ist und
das man erhält, indem man O auf P unter H0 leitet.
Unter Lichterscheinung entstehen braunrote H0 Phosphoroxyd
Flocken. 2. die Unterphosphorige Säure PO Phosphorsäure
3.) die phosphorige Säure PO_3 4.) die Phosphorsäure PO_5.

Phosphorsäure (PO_5)

Diese Verbrennung d. P in der Luft entsteht
wenn rasch schmelzbarer Körper, welcher verglaste
Meta-Phosphorsäure ist, die man nur auf diese
Art darstellen kann.

Gewöhnlich stellt man die PO_5 dieser Oxydation d. P mit NO_3 dar. Handelt man dazu eine dünne
Säure an, so bringt man die P in einer Retorte stark
mit wenig Säure, weil sonst eine zu heftige Einwirkung
und zu starke Entwickelung von NO_2 erfolgen würde.
Zu einer NO_3 von 1,20 spez. Gew kann man gleich
die ganze Menge P bringen, z. B. auf 1 Th auf 13 Th Säure.
Es entsteht dabei nicht blos PO_5 sondern
zum größten Theil PO_3. Damit man die gut zu
sieht zum Entweichen. Es entsteht weniger Oxydation wenn
Entwickelung weniger dringt. Ist die Einwirkung
fast aufhört vollständig vor sich gegangen, so
setzt man noch gewöhnliche NO_3 zu.

Man preßt dieses mit H0 verdünnte
Perle mit SH auf 0°, die dieses sonst stark
in P verkam, diese Entwickelung einer Salze von PO_3
zu seiner Einwirkung.

Lackstar und heftiger reagirt nun die PO_3 und
der

Phosphoriger Säure (PO_3)

Diese stellt man dar, indem man einen Kolben mit gerbaum Glaspulver beschickt mit HO befeuchtet, dann P darauf legt und mit einer Glasglocke bedeckt. Nach einiger Zeit ist die O_3 absorbirt voll. ständig von sich gegangen.

Die PO_3 lässt sich durch Besitzen mit NO_5 leicht in PO_5 überführen. Die wässrige Säure ist giftig, wahrscheinlich mehr giftig als PO_5, doch ist nicht die PO_3 untersucht sei.

Man bringt die PO_3 in eine Retorte ein und erhitzt sie mit NO_5, wodurch sie leicht in PO_5 übergeführt wird.

Manchmal wird PO_5 aus dem $2PO + CaO$ dar. stellen, indem man selbe mit NO_5 und dem mit einem PbO salz versetzt, und dann das Gefällte PbO durch SH zerlegt.

Die Säure der PO_5 stellt man am zweckmässigsten dar, indem man sie die durch SO_3 aus der gebrannten Knochen abgeschiedene PO_5 einwandert. Hierbei muss man jedoch Sorge tragen, dass alles SO_3 CaO entfernt wird.

Das Spec. Gew. der PO_5 ist 1,13.

Auf NO_5 prüft man sie durch Eindampfen.

Auf NH_3 durch Besitzen.

Auf SO_3 durch $BaCl$, das entsteht wird durch einen Ueberschuss der Salzsäure wieder gelöst,

das jedoch in NO_3 löslich bleibt.

Auf ClH gesetzt nun dieses NO_3 $AgCl$.

Auf $CaOet$ HgO dieses NH_3.

Auf AsO_3 dieses Glühen mit HO und fühlt NH.

Auf PO_3 dieses HgO. Bei dieser Gegenwart fällt metallisches Hg nieder. Oder man setzt mit SO_2, entfällt die Säure PO_3 & fällt S nieder.

Oder man setzt die PO_3 mit $ClHg$. Bei Anwesenheit von PO_3 fällt $ClHg_2$ nieder. Diese Probe ist die beste. Es beruht sich dabei diese Zerlegung von $HO = ClH$ und PO_3.

Die PO_3 ist eine klare Flüssigkeit, die in einem Platintiegel verdampft und hinterlässt den glasartigen festen Zustand verfallen wird. Es ist falsch, dem wasserhaltige Metaphosphorsäure $PO_5 + HO$.

Die gewöhnliche PO_5 enthält $3\,At\,HO$. Unter der Luftpumpe verfällt man Dr. Graham diese Verschiedenheit gelingt es nicht immer.

Man unterscheidet drei Arten der PO_5

Gewöhnliche Phosphorsäure $PO_5 + 3HO$

Pyro = Phosphorsäure $PO_5 + 2HO$

Meta = Phosphorsäure $PO_5 + HO$.

Die erste fällt 3, die zweite 2 und die dritte $1\,At$ Base.

Die $PO_5 + 3HO$ fällt die Silbersalze gelb, die $PO_5 + 2HO$ weiß. Auch die $PO_5 + HO$ fällt Salze weiß, sie unterscheidet sich aber von beiden dadurch, daß sie das Eiweiß coagulirt, das jene nicht thun.

$PO_5 + 2\,\overset{NaO}{HO} + 12\,HO$ fällt demnach die Silbersalze weiß, gelöst man es aber, so fällt es sie wieder gelb weil dann PO_2 darinnen enthalten ist.

Phosphorwasserstoff (PH_3)

Wird Luft mit Phosphor über 60° +40° P, verbrennt Phosphorsäure und PH_3 entsteht.

Das PH_3 ist ein Gas, das sich an der Luft nicht selbst entzündet.

Es giebt aber noch P_2H_2, das flüssig ist und sich an der Luft sofort entzündet, und die Entzündung des PH_3 an der Luft bewirkt, wenn es damit beigemischt ist.

Einfacher giebt es noch die feste P_2H das sich an der Luft nicht entzündet.

Erhitzt man PH_2 an, so zerfällt es in $PH_3 + P_2H$ und entzündet sich dann nicht mehr an der Luft, erlangt aber diese Eigenschaft sofort wieder, wenn man O_2 zutritt.

Arsen As.

Kommt in der Natur selten gediegen vor, doch in großer Menge in Verbindung mit andern Metallen besonders in Arsenkies $FeAs + S_2Fe$. Durch Erhitzen dieses in geschlossenen Räumen erhält man leicht metallisches Arsen.

Im Kleinen kann man das As leicht metallisch darstellen durch Mischung von As_2O_3 mit Leinöl, Kohle und Verkleimung in 2 übereinanderstehenden Porzellantiegeln.

Um es bei einer damit vorgenommenen Verbrennung metallisch verdichten zu können, bringt man die Mündung einfach eines gefüllten As_2O_3, in eine, an einem Ende zu einer Spitze ausgezogenen Glasröhre, bringt

darauf einen frisch geglühten Porzellanschälchen über die in der Hitze befindliche As_2O_3. Sofort kann man die Kolbe zum Glühen und dann die As_2O_3 so schleudert dadurch entfernt, wird aber durch die glühende verdrängt, und setzt sich über diesen einen Metallspiegel ab. Man muß dabei genau beobachten, daß alles ganz trocken sei.

Das As ist eisengrau, krystallisiert in Rhomboedern, ist ein sehr guter Leiter der Elektrizität, weshalb es sich nur bei Luftabschluß schmelzen, sonst verflüchtigt es sich. Es ist metallisch glänzend, aber leicht anlaufend an feuchter Luft bald matt schwarz. Sein spezifisches Gewicht beträgt 5,8. Es ist sehr spröde, daher leicht pulverisierbar, deshalb auch stammt sind zu As_2O_3 verbrannt.

In Chlor verbrennt sein Überschuß wieder metallglänzend. Ganz reines glänzendes As wird durch Kochen in konzentrierter Salzsäure in kleiner Menge zu As_2O_3 oxydiert aufgelöst.

Einen Nachweis dieses Körpers muß das As stets durchlaufen, welcher Gewicht verschwindet im Moment der Oxydation nicht fest, da ja sonst das As in der Kälte auch als As_2O_3 beim Verflüchtigen dieses Körpers zeigt.

Arsenige Säure (As_2O_3)

kommt fast stets dieses Oxydation des As an der Luft.

Im Großen erhält man sie durch Rösten des Arsenkieses an der Luft. Man nimmt dieses in Muffeln in Flammöfen vor. Das entweichende As oxydiert sich an der Luft, und verdichtet sich in langen niedrigen kalten Kammern, Flugsteinen oder Kanälen. Das entstehende Sublimat wird in weiteren Cylindern,

welche nicht zu verschiedenen arsenigen Präparate bereitet sind, davon abgesehen ein Luftblick fest, wenn sie blau wird und dann bei Anwendung einer ungenauen Lösung in Lösungen gelb ausfallen.

Die anfangs ganz gelbe wässrige As_2O_3 wird durch eine Molekular-Umlagerung, die durch Erwärmen zur Krystallisation beschleunigt wird, bald farblos und undurchsichtig. Die As_2O_3 bleibt länger gelb, wenn man sie vor dem Licht schützt oder in dunklen Flaschen aufbewahrt.

Die As_2O_3 ist in Wasser löslich, und zwar in 30 Th kaltem und in 10–12 Th heißem, und fällt beim Erkalten krystallisirt aus. Beim Erwärmen oder Schütteln in Pulverform löst sie sich rascher. Die Lösung reagirt stark sauer, und schmeckt widerlich süßlich-sauer.

Prüfung auf As_2O_3: Versetzt man As_2O_3 vorsichtig mit $NO_5 Ag O + NH_3$ so entsteht $As_2O_3 + 2 Ag O$ als eine gelbe Niederschlag, der sowohl in Säuren, als auch in Alkalien sehr leicht löslich ist, weshalb man genau die Menge der Reagenzien beachten muß, wenn man bei dieser Probe sicher gehen will.

Versetzt man As_2O_3 mit Kupfervitriollösung, so entsteht ein hellgrüner Niederschlag von $As_2O_3 + 4 CuO$, der leicht grün und schmelzbar in Säuren und Alkalien leicht löslich ist.

Versetzt man As_2O_3 mit überschüssigem $CaO + HO$ so entsteht ein weißes $As_2O_3 + 2 CaO$.

Arsensäure As_2O_5.

Wird beim Verdampfen der Lösung von 4 Th As_2O_3 mit 12 Th NO_5 i. 1–2 Th $Cl H$. Wiederholt man den

fällig so bleibt die As_2O_3 gänzlich rein zurück. Reines erhält man für diese Behandlung, diese ist Reagenz in eng und Handmasse. Diese erhält man As_2O_3 in Verbindung mit FeO oder NaO, diese Behandlung der As_2O_3 mit $NO_5 FeO$ oder $NO_5 NaO$.

Diese Behandlung wird die As_2O_3 in eine glasartige Masse verwandelt. Diese schmilzt für sich zusammen gefällt sie in $As_2O_3 + 2O$. Sie ist in $6\frac{1}{2}$ Teilen und in $2\frac{1}{2}$ Teilen kaltes V löslich. Die Lösung V mit der Luft an und zerfließt. Sie ist giftig. Diese Lösungen erhält man gänzlich krystallisiert.

Die As_2O_3 soll also selbst genommen nicht giftig wirken, aber durch den Organismus in As_2O_3 verwandelt werden, und dann ihre Wirkungen zeigen.

Prüfung auf As_2O_3: Man setzt nun zu mit $NO_5 AgO + NH_3$ so erhält man einen grünlichgelben oder weißen Niederschlag von $As_2O_5 + 3 AgO$, der in Salpeter-Alkali löslich ist.

Man setzt nun As_2O_3 mit Schwefelwasserstoff zusammen so erhält man einen gelben Niederschlag von $As_2S_5 + 2 CuO + HO$.

Rothes Schwefelarsen (As_2S_2)

kommt gediegen in der Natur vor. Es giebt ist kein sehr empfindliches Reagenz für den Arsen bekannt.

Man stellt es eine Verbindung von $Fe_2As + 3Fe$ mit S in einer Mischung von $Fe_2As + 3Fe$ mit S in Form kleiner dünn Tafel von As_2S_2 mit As. Durch Behandlung mit Aq. gießen erhält man es rein, als ein weißgraues krystallisiertes Mass.

Es wird nicht giftig. Die Einwirkungen

Lagerbasse und denselben. Ist in HCl unlöslich, aber löslich in NH_3.

Durch Reiben der As_2S_3 entsteht neue As_2O_3.

Durch Vergiften mit $NO_3 + HO$ etc. entsteht neue Arsenik und indianische Blutflecken.

Gelbes Schwefelarsen (As_2S_3)

Wird in Gestalt entfallen durch H_2S aus As_2O_3 mit i. H. S. so bildet sich zuerst SO_2, welche neuen Theil der As_2O_3 verändert, und so Schwefelarsen bildet. Das so entstandene Schwefelarsen (Auripigment genannt) besteht aus 60 auf 94 H. As_2O_3 und 6 H. S.

Leitet man SH_2 in eine Lösung von As_2O_3 so entsteht neues reines As_2S_3. Man muß jedoch die freie Säure zerstören, weil sonst nur eine gelbe Färbung und nicht der Niederschlag entsteht.

Fünffach Schwefelarsen (As_2O_5)

Wird entfallen durch fünffaches neues SH_2 in eine angesäuerte Lösung von As_2O_5 leitet. So bildet sich dabei ein blaßgelber Niederschlag, das sich nur sehr langsam zu Boden setzt, erst mit einigen Tagen. Man beschleunigt das Absetzen durch Erhitzen auf 70°. Dabei neue SO_2 zu so fällt wegen Reduktion der As_2O_5 zu As_2O_3 neue As_2S_3 nieder.

Reduktion des Schwefelarsens.

Hierzu sind neue verschiedene Methoden.

1) Man bringt in der Anwendung ganz trockene Mischungen und Apparate, in eine Glasröhre mit Hilfe neuen Hilfe einer Mischung des Schwefelarsens

mit CO_2 NaO und C und glüht. In den Kolben
steigt Wasser bald wie Springbrunnen ab.

2.) Man kocht arsenikhaltiges Schwefelantimon
durch Glühen mit CaH. Man erhält dadurch ein
schwarzes krystallinisches Pulver. Schwefelwasserstoff
entwickelt Schwefelantimon.

3.) Nach Berzelius glüht man eine Mischung von
Schwefelantimon mit CO_2 NaO in einer Röhre in einem
Strom wasserfreien Chlorgases, wodurch man $SbCl_3$ erhält.

4.) Man kocht die Lösung von $1\,HgAsO_4$ mit mit
$9\,HgCl$ und $3\,HgCO_2$ NaO in einer Schale
bis zur Trockne, erhitzt in einer Röhre, und
leitet diese mit einem CO_2 Entwicklungsapparat,
der zum Trocknen der letzteren mit einer Flasche
mit SO_3 verbunden ist, in Verbindung. Während
man CO_2 über das Gemisch streichen lässt glüht
man die Röhre durch 2 Lampen. Man erhält
so 2 Arsenspiegel. Hierbei wie bei allen andern
Methoden muss alle Feuchtigkeit vermieden werden.
Die letztere Methode bleibt mir stets Arsen in der
Röhre, wenn Wasser vorhanden ist.

Arsenwasserstoff (AsH_3)

Es giebt 2 Verbindungen von As mit H nämlich
eine flüssige (AsH_3) und eine feste (As_2H.) Letztere
entsteht, wenn man As mit K und HO behandelt.
Durch Ammoniak fällt sie aus der Lösung als AsH_3 ab.

AsH_3 wird durch Erwärmen, indem man
eine Legierung von Zink mit As durch HO_3 zersetzt.
Oder indem man Metalloxyde As_2O_5 mit Zink u. HO_3 behandelt.

so wird H_2O gebildet, indem O an das Gold tritt, während H mit dem O des As_2O_3 zu H_2O zusammentritt, und dieses dann mit As zu AsH_3 verbindet.

Das AsH_3 hat eine Dichte von 2,69. Bei −30° verdichtet es sich zu einer Flüssigkeit. Es löst sich wenig in H_2O, und ist selbst giftig. Angezündet verbrennt es zu H_2O und As_2O_3. Beim Erhitzen in einer Glasröhre zerfällt es in As und H, worauf sich die Bildung des Marsh'schen Apparats beruft. Zur Beseitigung dieses Gases pflegt man eine Lösung von $NO_3 + AgO$ zu nehmen, welche das Entweichen von AsH_3 verhindert, indem sich neues As_2O_3, metallisches Ag u. s. w. bildet.

Ueber Arsenspiegel.

Arsenspiegel nennt man das in einer Glasröhre durch allzugelinde metallische Arsen, das einen spiegelnden Ueberzug bildet.

Ein Arsenspiegel, der durch Erhitzen des AsH_3 in einer Glasröhre erhalten wird, ist anfangs gallbraun, dann braun und zuletzt in dünnster Schicht stahlgrau, wird durchsichtig und besteht dann aus einem Aggregat von einzelnen Arsenspiegel, welches ganz krystallinisch ist.

Ein Arsenspiegel lässt sich durch Erhitzen bis zur Rothglühhitze in einer Röhre von Porzellan oder Glas verflüchtigen, ohne Zersetzung zu erleiden, ein Arsenspiegel verflüchtigt sich.

Erhitzt man einen Arsenspiegel in einem offenen Rohre so entsteht durch Oxydation As_2O_3, das sich an den kälteren Theilen in achtseitigen Krystallen absetzt.

Ein Arsenspiegel zieht durch Betupfen mit einem Glasstabe Wasser an.

Erhitzt man einen Arsenspiegel mit NO_5 und einem Tropfen verdünnter Schwefelsäure auf einem Uhrglase so bildet sich As_2O_5, das in wenig H_2O gelöst mit einem Tropfen von unterhalb $NO_5 + AgO$ in Berührung gebracht einen braunrothen Niederschlag giebt.

ein besonderes Verfahren ist für diese Fälle: 1 Cl0 + Val, worauf Chlorwasserstoffsäure entwickelt ist, und ist nun mit Ar gleich zu 5% verdünnen lässt.

Enthält man 8 H unter Entwicklung eines Arsenwasserstoffes, so bildet sich gelbes As S3, während Chlorwasserstoff-Arsenwasserstoff entsteht.

Reine Arsenvergiftung.

Bei reiner Arsenvergiftung untersucht man zuerst den Magen und den Darmkanal, und wenn man in den Organen findet, so untersucht man die Leber, die Milz, die Nieren, sowie endlich schließlich den Urin und die ausgeworfenen Massen des Vergiftens.

Durch fast man dabei Vorsicht genug zu wissen, daß man Vergiftungen mit As O3 durch den Magen oder die Gedärme beigebracht, wenig lösen sind.

Zuerst bringt man die Vergiftungen mit dem Inhalt, womöglich Entleerung durch den Magen ab. Man entfernt eine Lösung in der wässrigen Verdünnung der Gifte, die gelöst bei Lebzeiten gewonnen sind in allen verschiedenen Teile ziemlich gleichmäßig verbreitet.

Eine gerichtliche Untersuchung wird nun folgender massen vorgenommen: Nachdem man sich überzeugt hat, daß auf mehrfache Weise Arsen vorhanden ist, so wird zuerst der Inhalt des Magens und Darmkanals selbst durch, indem man die Flüssigkeit mit 1/2 Cl H versetzt und dann auf den Brei noch 1/2 Cl H verdünnt, und dann auf die Lösung auf den Brei noch, und auf die Lösung

$AlO_3 + NO$ zugesetzt, bis die Lösung ganz klar, und die darinnen schwimmende Trübung ganz weiß geworden ist.

Oder man löst die Masse in Salzsäure, versetzt mit einer Säure und kocht dann Cl aus.

Hierauf neutralisiert man allen freien Cl, filtriert und kocht SH in der auf 70° erhitzten Flüssigkeit einen Tag lang ununterbrochen, und fällt H durch CaX zum Absetzen stehen. Hierauf filtriert man, besonders den Niederschlag mit NO_3, um sowohl das AsO_3 als AlO_3 abzuscheiden als auch die organische Substanz zu zerstören, wäscht den mit $CO_2 NaO$, verdampft zur Trockne, und glüht bis die Masse ganz weiß geworden ist. Dann versetzt man mit SO_3, wodurch man $SO_3 + NaO$ und $AlO_3 + NaO$ in Lösung erhält. Einen Teil derselben prüft man durch die Marshsche Apparat, den andern fällt man durch SH und reduziert den Niederschlag mit $Cy\,K$ und $CO_2 NaO$, wie bei $As_2 S_3$ angegeben.

Hat man im Magen und Darmkanal kein As entdeckt, so untersucht man auf gleiche Art die Leber, die Milz, die Nieren, das Herz die Lungen und übrigbleibenden Muskeln.

Um das Blut auf As zu prüfen, versetzt man es mit ClH, kocht SH ein etc.

Man kann auch die organischen Substanzen, statt sie mit Cl zu zerstören, mit SO_3 verkohlen, dann mit HO verdünnen, filtrieren, den Rückstand mit NO_3 behandeln mit HO verdünnen, filtrieren, beide Flüssigkeiten vereinigen etc. Die Verkohlung nimmt man in zweierlei Manier vor, wenn Arsenigsäure Verbindungen sind Cl haltig, dann Cl frei wird sich mit As zu Cl verflüchtigen, und bis verflüchtigen würde, wenn man die Destillat nicht in einer abgekühlten Vorlage auffängt.

der Salze und Kalk dieses Cl nicht beim Kochen ausgetrieben werden, so bringt man sie, wenn man sie mit Ag in Berührung setzt, in einer Lösung von $NO_3\,HO$, beraubt, theilt sich verwandelt, beraubt werden und gibt mit Ag Chlorsilber bei allen Salzen kann man so verfahren. Das Ag behandelt man dieses erst mit NO_3 und setzt dann HO zu, oder behandelt das erst mit Kalilauge und versetzt dann mit NO_3 etc.

Gegenseitige Verbindungen.

Cl ist der beste mit freiem gefüllten Stoffen zu thun und bekannt. Um Salzsäure schnell zu bereiten verfährt man eine Lösung von $NO_3\,HO$ mit etwas NO_3, erhitzt dieses Gemisch mit NO_3 und schlägt mit überschüssigem NH_3 nieder. Oder man fällt man $Cl_3\,Fe_2$ durch $Fe_2O_3 + 3\,HO$ mit Ammoniak angenommen werden, der sich mit einer $2\,Fe_2O_3 + 3\,HO$ verbindet und auf NO_3 nicht einwirkt. Man muss es vorher auswaschen und vor Licht und Wärme geschützt aufbewahren.

Man wendet auch mit Vortheil Magnesiumoxyd als Gegenstand, Schale an, bis eine Mischung bleibt, die man erhält durch Fällen von $NO_3 + Fe_2O_3$ mit MgO, wobei man die ganze Menge, die dann in NO_3 MgO enthält.

Kohlenstoff (C)

Kommt in der Natur als Diamant schwarz rein und krystallisirt vor. Findet sich als Graphit. Kohlenstoff kann man künstlich darstellen, indem man Gusseisen schmilzt mit viel C verbindet. Nach der Verbindung krystallisirt es rein. Einmal ist C ist die gewöhnliche Holzkohle. Der Diamant hat ein Vol Gew von 3,6 der Graphit von 2,20 die Holzkohle ?

Verbrennt man vorgewärmte Holzkohle, die mit Wasser vor dem Verbrennen, so erhält man durch diese

aber der Form der vorherrschenden Bildung, in welcher sie sich allein vorfindet, eine dichte feinere metallglänzende Kohle.

Die dichte Kohle hat die meisten natürlichen Farben der feineren Metallglanzkohle in feiner und lebhafter, die lebhafte Farbe der pulverigen Kohle ist weißlich oder Grau dunkler. Auf feine Einzelnheiten erscheint sie meist rein. Sie bildet die meisten Kohlen-Gattungen.

Die grauschwarze Holzkohle besitzt Härte und Sprödigkeit sehr wenig, daß sie stark, selbst in der Hand zerdrückt wird; wie die Holzkohle etc. sehr zerbrechlich ist.

Das spezifische Gewicht dieser Kohle wurden zweyter Mengen von Gel abgeleitet.

Bei Betrachtung der Verhältnisse dieser Kohle, wird diese Form vorherrschend bedingt, denn auch dichte Kohle vorherrschend pulverig ist.

Man unterscheidet folgende Arten von Kohle in der Chemie:

Die gewöhnliche Kohle, diese Holzkohle, die Kohle C und Asche enthalten enthalten. Sie entwickelt beim Glühen von Kohlen, Kohle, Gasarten etc.

Die Thierkohle. Die entwickelt Wärme entwickelt nicht. Sie brennt aber sehr gut, wenn man sie mit $\frac{1}{10}$ Oxyd glüht, dann dieses C der entstandenen CO_2, wird dann sie dieses C der Kohle der Thiere, und nun mit C vollkommen verbrennt. Sie entwickelt dann vorzugsweise besonders die Flammenkohle, während die Holzkohle mehr auf Glanzkohle Kohle hinarbeitet.

Die Knochenkohle entsteht wenn diese Verbrennung der Knochen mit den Knochen. Sie entwickelt CO_2, beim Glühen mit Kalk.

Die Steinkohle enthält diese Verbrennung der Steinkohlen. Sie entwickelt noch ferner 3% Na und Andere und 0,28 Mg. Chlorverbindungen enthält sie Eisenverbindungen.

Die Elfenbeinkohle enthält Fe und Eisenverbindungen, und mehr in größerer Menge, als die Steinkohle.

Man kennt bis jetzt zwei Verbindungen des C mit O und C^2O^2.

Kohlenoxydgas (CO)

Wird Luft mit Salpeter über glühende Kohle C_2O_3 mit $SO_3 + H_2O$. Wird C_2O_3 gefällt dabei in $CO + CO_2$. Leitet man die Gase durch Kalkwasser so wird die CO_2 gebunden und CO kann mit H_2 mit Verbrennung erwärmt werden. Es 0,97 spez. Gew. Luft ist es nicht zu atmen Giftigkeit verbrennen. Blutfarbstoff giftig, und macht den größten Teil der Blutkörperchen unl.

Kohlensäure (CO_2)

Kommt in der Natur frei vor, gemengt zu $^3/_{1000}$ Vol. in der atmosphärischen Luft. Sie wird in sehr großer Menge durch Verbrennung, wenn sie nicht der Fall ist, Verbrennungsmittel der Pflanzen wären, welche sie in C und freien O zerlegen.

Man stellt sie dar durch Zersetzung der $CaCO$ etwa 44%.

Die CO_2 ist ein farbloses, stechendes, sauer schmeckendes Gas. Es ist 1,52 und ist 1,5 mal schwerer als Luft. Bei gewöhnlicher Temperatur wird sie durch 60–70 Atmosphären verdichtet, bei 0° schon durch 36 Atm. zu einer Flüssigkeit verdichtet. Die flüssige CO_2 ist farblos, durchsichtig, und verdampft dabei unter Temperaturerniedrigung von −70°, mit Luft unter der Luftpumpe verdunstet von −100°. Es wird dabei Wasser fest, und selbst Quecksilber wird fest.

Die feste CO_2 ist schwerer flüssig als die flüssige.

Die CO_2 ist bei gewöhnlicher Temperatur in gleichem Volumen Wasser löslich, bei 2 Atmosphären Druck in 2 Vol. etc. Sie verbrennt Lösung schmeckt sauer erfrischend. Sie wirken Quellen und andere Mengen derselben häufig enthalten.

Die großen Mengen ausgeatmet wirkt die CO_2 für giftig, ist sogar tödlich. Vergiftungen durch dieselben kommen in engen Räumen, Kellern, Gruben etc. vor, wenn an Orten, wo viel Menschen sich die Gärung begonnen ist. Man erkennt den Gegenwart an brennenden Lichtes.

Kohlensaures Ammoniak ($3\,\dot{C}O_2 + 2\,NH_4O$)

Wird ein Gemisch dargestellt durch Erhitzen eines Gemenges von $1\,\ddot{H}Cl\,NH_4$ mit $1\,\ddot{H}\,\dot{C}O_2\,CaO$ in Retorten von Glas oder Blei. Man wendet dazu eine sehr verdünnte oder $1\,\ddot{H}$ anhängende Lösung an.

Das Gas wird auf mehrfache Art gereinigt $\dot{C}O_2\,NH_4O$ erhalten, aber selbst dann nicht rein und es entwickelt sich dabei stets freies $NH_3 + HO$ dabei.

Oft erhält man statt einzelner Krystalle, nur kleine krystallinische, weil bei schneller Abkühlung sich mit $\dot{C}O_2$ gesättigte Flüssigkeit bewegen und zusammengepreßt, wodurch $2\,\dot{C}O_2\,NH_4O$ entsteht. Das einzelne Salz ist ein farbloses krystallinisches, durchsichtiges, mit einem weißen Pulver überzogenes. Es riecht stark nach NH_3, da sich selbst bei langer Aufbewahrung entwickelt, bis nur noch $2\,\dot{C}O_2 + NH_4O$ übrig ist.

Das $3\,\dot{C}O_2 + 2\,NH_4O$ ist in Wasser leicht löslich. Versetzt man die Lösung mit starkem Alkohol, so scheiden sich krystallinisch $2\,\dot{C}O_2 + NH_4O$ ab, während freies NH_3 in Lösung bleibt.

Es bildet sich auch wässerige Lösung in Krystallen erhalten. Es ist sehr flüchtig, und wird deshalb oft in der Heilkunde verwendet, gegen Ohnmacht und Unterleibsbeschwerden.

Oft ist es mit Blei verunreinigt, das namentlich von der bleiernen Vorlage mit abgerieben wird. Es ist dann selbst so fein zerstäubt, daß es beim O und $\dot{C}O_2$ entweicht, und dann als Bleiweiß oder als weißes Pulver $\pm O$ enthaltend bleibt. Manchmal ist es durch Cu verunreinigt. — Cu ist selten vorhanden.

$Cl\,NH_4$ und $\dot{S}O_3\,NH_4O$ lassen sich durch Behandlung mit Natronhydrat mit NO_5 entfernen durch $NO_5\,HgO$, welches dann $ClBo$ niederreißen. — CaO wird beim Verflüchtigen entfernt.

Brenzlich kohlensaures Ammoniak
Hirschhornsalz.

bildet sich durch trockene Destillation thierischer Substanzen, wobei aber nur wenig als Rückstand bleibt. Man pflegt bei seiner Bereitung etwas Kochsalz zuzusetzen, wodurch jedoch, wie Hr. Dr. Rose gefunden hat, das Product nicht verändert wird, sondern nur ein Theil des mitübergehenden Oeles zurückgehalten wird, der letzteren um Vieles heller macht, da sich sonst in den Blumen des Salzes ansetzt. Durch wiederholte Sublimation, wobei man es mit etwas Kalk in Berührung bringen kann, erhält man es ganz weiß. Es enthält etwas mehr kohlens. Ammoniak und Oel als das kohlensaure Ammoniak. Letzteres ist wahrscheinlich ein wirkliches Einfachsalz, weil Gelb aus der Zusammensetzung von $3CO_2 + 2NH_4O$ mit einer gewissen Menge Oel darstellen lässt.

Wenn man trockne CO_2 mit trockenem NH_3 zusammentreten lässt, so vereinigen sich beide Gase zu einer ölartigen Flüssigkeit, die gleichfalls Oel enthält. Man hat angenommen, daß eine solche Verbindung im Hirschhornsalz enthalten sei, doch ist dieses jetzt zu bezweifeln.

Doppelt kohlensaures Ammoniak
$(2CO_2 + NH_4O)$

wird erhalten, wenn man kohlensaures CO_2 in einer Lösung von $3CO_2 + 2NH_4O$.

Erwähnen wir noch, wie das Verhalten des letzteren beschrieben.

Bekanntlich nun ist bei einer Temperatur von $+12°$ mit Wasser, so entwickelt sich CO_2.

Bor (B)

Wird erhalten indem man Borsäure schmilzt und mit Kalium verpufft. Es entsteht dabei eine Schmelze, welche beweist, daß die Reduktion vor sich gegangen ist. Es entsteht dabei Bor und Kali, welch letzteres sich mit der überschüssigen BO_3 verbindet, und sich dann leicht auswaschen läßt. Man erhält so das Bor als ein braunes Pulver. Spezifisches Gew. 2,68. Im O unter starker Hitze geht es in BO_3 verbrennend.

Borsäure (BO_3)

Wird durch Oxydation des Bors erhalten.

In Gestein wird sie in Toskana gewonnen. Dort entweichen aus Gebirgsspalten mit der Luft, welche BO_3 enthalten. Man leitet diese in Bassins gemischt mit W gefüllt Gruben. Das Gas entweicht sehr großer Pressung, und besitzt eine Temperatur von +100°.

Nachdem das W 24 St. in der Grube gestanden, leitet man es in einen andern tiefer wieder das Gas hin und wiederholt dieses Verfahren 5-6 mal. Zuletzt enthält es dann bis ½ % BO_3. Man klärt nun diese Lösung, bringt sie darauf in große Bleipfannen, und leitet zum Verdampfen der Lösung vermittelst Bleiröhren von den heißen Gasströmen so lange durch, bis die Lösung konzentrirt und krystallisirt.

Es ist nun nothwendig, die Reinigung der BO_3 sehr mit Aufmerksamkeit zu vornehmen, da sie in kleinen Quantitäten selbst in der Steinkohlenasche nicht selten ist.

Die in Toskana gewonnene BO_3 enthält stets Ammoniaksalze und viele andere Verunreinigungen, durch welche wiederholtes Umkrystallisiren bewirkt wird.

In Wasser theilt man die Borsäure mit dem Borax

(feinem bewegl. Rohre) das, durch Zerlegung seiner Lösung
in H_2O mit überschüssiger SO_3. Die BO_3 fällt
dann in Blättchen nieder, während $SO_3 NaO$ in Lösung bl.
Man kocht sie mit Alkohol und trocknet bei 100°.

Borsäure ist ein CH, statt SO_3 zur Zerlegung zu
verwenden, da letztere der BO_3 sehr fest anhängt, weniger.
Man setzt dann nur $2\frac{1}{2}$ H_2O mäßig.

Die BO_3 fällt in weißen Blättchen nie, und enthält $3 Al_2 H_6 O_6$.
Erhitzt man sie auf 100°, so bleiben $3 Al_2 H_6 O_6$ auf $2 Al_2 B_6$,
Bei stärkerem Erhitzen geht alles H_2O weg, und man erhält
dann ein farbloses Glas, das auf Lackmus Papier nie sauer
reagiert wird. Die BO_3 ist in H_2O nicht löslich.
Sie bräunt Curcumapapier stark, und wirkt zerstörend
auf organische Stoffe. Man verbrennt Alkohol
mit Borsäure, um zu sehen, ob sie Borsäure enthält
Löst sie sich leicht in etwas Salzsäure und dicken,
indem man diese mit SO_3 versetzt, Alkohol zugießt u. anzündet.
Ihre Neutralisirung mit SO_3 ist leicht zu erkennen.

Metalle.

Kalium (K)

Kann erhalten werden, indem man Kalihydrat über
weißglühendes Eisen treibt.

Am besten stellt man es dar, indem man ein Gemenge
von gepulvertem Weinstein (Weinsaures Kali) mit Kohle in
metallenen Cylindern für Weißglühhitze erhitzt.

Man wendet hierzu die Cylinder an, in welchen der
Zink destillirt wird. Die meisten von Porzellanerde sind,
sind mit einem Deckel versehen und haben einen
Stutzen.

Man destillirt gemeinschaftlich weinsaures Kali und
Kohle, wobei CO_2 entweicht, während

in der Rothglühhitze das CO durch K zerlegt werden. Die leichteren Bestandtheile, welche sich in den wässrigen Kalkwasser schwarze Flocken, welche diese oft ganz verstopfen.

Man füllt das K unter Quecksilber auf. Es ist dann nur mit der schwarzen Masse verunreinigt, und wird dadurch durch kurzes Digeriren mit Weingeist bei 60° entfernt, wird getrocknet, und stellt dann das fertige metallglänzende Kügelchen vor.

Es ist bei 0° spröde, bei + 15° weich wachsartig, und schmilzt bei + 55°. Hat das Spec. Gewicht = 0,865. Es zieht sehr begierig O aus der Luft an, und verbrennt deshalb sogar unter dem Steinöl durch seine Metallglanz, indem es sich mit einer dünnen CO Schichte überzieht.

Es zerlegt das HO, indem es sich mit dessen O verbindet, während H frei wird, und sich augenblicklich entstehenden festen Körper entzündet. Es bildet sich dabei je nach mehr oder KO oder KO_3, unterschiedlicher vollständiger Verbrennung, bis die Gas mehr entwickelt wird, wenn es unterbricht, und dann erkaltet, wegen Aufnahme von HO oder Abgabe von O.

Es giebt 2 Oxydationsstufen des K das KO und KO_3

Kaliumoxyd oder Kali (KO)

Wird dargestellt durch Zusammenbringen gleicher At. $KO + HO$ und K. oder mit 2 At KO_3 mit 2 At K.

Das KO ist grau und von metallischem Bruche.

Kaliumoxydhydrat ($KO + HO$)

Wird durch Zerlegen des $CO_2 KO$ mit $CaO + HO$ dargestellt. Man löst dazu das $CO_2 KO$ in 10–14 HO und versetzt es mit soviel reinem gelöschten Kalk, als mit der gleichen Menge CaO, das man zuvor in Wasser eingeweicht hat. Es bildet sich $CO_2 CaO$, das

sich zu Ende geht, während $KO + HO$ in Lösung bleibt.
Diese löst man in dem selben Gefäß in destilliertem Wasser
Kristall 24 St zum Abspülen stehen, gießt dann die Lösung
ab, wäscht den Rückstand wieder mit HO aus etc.

Zur Probe, ob alles CO_2 KO gerechnet sei, filtriert
man nun eine wenig der Lösung in Cl H, ob dort ein Aufbrausen
mehr entsteht.

Man bereitet sogar meist eine Lösung des CO_2 KO
in 4 St oder weniger V durch $CaO + HO$ mit gelegt.
Der Gegenteil gelegt das KO das CO_2 CaO bei Be-
rührung nun wenig V beim Kochen.

Die gefällte Lösung des $KO + HO$ bringt man nun
in einer bestimmten Kolben, bringt sie gelegt in
einen Filtrierstab und stellt, bis alles wohl fließt,
einen gestrichenen Stock, dann gießt man auf einen
Kürschglatte über, zerstößt den restierenden Rest,
wird bewahrt für noch feste auf. Oder gießt sie
in Tonnen, mischt KO HO in Bruyanfonne zu erhalten.

Es ist Pflanze angenehmste Verbindung in die Lösung
stellen, und dann die Flüssigkeit nun direkte Kürbe erhalten,
so setzt man zur Lösung dieses Kubikzentimeter von HO_3.
Dies wird das Eisen von KO ausgeschieden, und es entsteht
dann keine Verunreinigung eisenhaltiges Kali.

Man nie ganz reines $KO + HO$ darzustellen, bis
man es in reinem Alkohol. Es steigen bis dem
SO_3 KO und Cl K in Krystallisation ab, und CO_2 KO
in schwerer Krystallisation. Durch einen Gehalt
man dasselbe die klare Lösung des spanischen reinen
$KO + HO$ ab, destilliert $2/3$ des Alkohols ab, und das

dampft dann unter luftabschluß ein, und löst den Rückstand
in heißem Wasser, und zieht dann aus. Die Lösung
scheidet sich beim Abkühlen in zwei Schichten, durch Lösung
von Chlorbaryum durch die Einwirkung des VO auf
das Chlorür. Beim Schmelzen von gleichen Theilen
Salpeter, wenig $CO_2 VO$, das sich zu Braunsteinsäure
und Salpeter schmelzen, und nur zum kleinen
Theil das Vanadin oxydiren.

Eisen entdeckt man in der Perle durch $VO_3 VO$ durch Zu-
satz von $VO_3 VO$ mit Borsäure &c.

Oder indem man $NO_3 VO$ mit Metallen, besonders mit Cu glüht.

Uebrigens ist dann das $VO + CO$ so: mit:

Mit $CO_2 VO$, dieß muß man mit Aufbrausen bei Vorhandensein
mit Säuren entdecken. Das Kieselsäure wird bei Zusatz
von Fluorwasserstoffsäure durch Entwicklung von VF_4, wenn SiV anwesend war.

Mit $CO_2 CaO$. Chlorür beim Erhitzen in V gelöst.

Mit überschüssigem O. Es entsteht beim Aufbrausen
beim Erkalten in V.

Mit $Fe O_3 + VO$. Beim Erkalten in V wird dann
$Fe_2 O_3$ niederfallen, da jenes in vielem V zerfällt.

Mit $SO_3 VO$. Es löst sich CaB auf Manganoxyden mit NO_5 zu entfernen.

Mit $Cl V$. durch $NO_5 HO$ auf Mangan mit NO_5 zu entfernen.

Mit $NO_5 VO$. Erhält durch Abrauchen mit $SO_3 FeO$ in Säure
zu entfernen.

Mit verschiedenen Metalloxyden. Erhält durch SiH_4 oder
VH auf Manganoxyden und Aufbrausen zu entfernen.

Mit organischen Substanzen. Gelben sich beim
Schmelzen Perle zu entfernen, verbrennen sich beim Manganoxyd mit Aufbrausen.

Kaliumhyperoxyd (KO_3)

Wird dargestellt durch Verbrennen des K in einem Strome von O.

Es ist verunreinigt mit K und enthält auf 1 Atom K 2 Atome O.

Salpetersaures Kali ($NO_5 KO$)

Kommt in mehreren Varietäten vor, wie im Tabak, im Mauerschutt etc.

Es entsteht, wenn Stickstoff in Gegenwart von Kali und Wasser mit Sauerstoff in Berührung kommt. Diese Bedingungen sind z. B. in Ställen u. dgl. in Gegenwart von Mauern, alten Mauerschutt etc. vorhanden. Diese Bedingungen sind Veranlassung der Bildung, weshalb man es so darstellt.

Praktisch benützt man die Eigenschaft des Salpeters zur Gewinnung reinen Wassers, indem man z. B. Salpeterlösung verdampft. Es sind dazu Pflanzen nöthig und Böden, welche basische Stoffe, wie Mergel, Kalk und Feuchtigkeit enthalten sind; dann eine Temp. von $+15^0$ und beständiger Luftzutritt.

Man verwendet zum Gewinnen dieser Stoffe auf eine Fläche einen Quadratfuß Mauer, die auf der Nordseite [illegible] und mit einem Dache überdeckt sein muß. Die Quadratfuß Mauer muß den Luftzutritt ermöglicht sein. Man giebt nun von Zeit zu Zeit Mistjauche, Salpeterwasser etc. auf. In den Quadratfuß Fläche kommt [illegible] nun diese Verdunstung der Flüssigkeit und Verflüchtigung durch die Luftzutrittsöffnungen der größte Theil des Salpeters heraus. Nach 2–3 Jahren nimmt man eine Theil heraus zur Gewinnung des Salpeters ab, und beut [illegible] Verdunstung auf.

Der Versuch der Gewinnung des $NO_5 KO$ ist folgender

Durch eine Oxydation der sich beim Lösen der Metalle bildenden Nitrite statt entweichenden NH_3. Wenn man die Menge bestimmt einer solchen Oxydation bewirken, indem man NH_3 durch eine auf + 300° erhitzte Röhre über Platinschwamm treibt, wodurch man statt NO_3 erhält.

Oder indem man durch Chlor freien Licht, und über den so entstehenden Gemisch, ein dreifaches Gefäß mit Kalkstein einbringt. Bei einer Temperatur 15° und beständigem Luftzutritt findet man nach 2-3 Monaten $NO_3 CaO$ vor.

Die von der Salpetersäure abgenommenen Metalle werden nun untersucht, die Lösung, welche $NO_3 MgO$, $NO_3 CaO$ etc enthält, mit $CO_2 KO$ versetzt, und nach die Alkalien als $CO_2 CaO$ etc abgeschieden und ausgewaschen. Es entsteht dann nach $NO_3 KO$ statt $Cl K$ und $Cl Na$, wenn nur Kochsalz gelöst. Letztere scheiden sich bald ab, und werden durch das 1. z. u. Verfahren entfernt. Dann ermittelt Abdampfen den Gehalt. Jede gesuchte Menge der Chlorverbindungen und daraus einmal $NO_3 KO$ mal. Man erhält so den Kalksalpeter, der noch 25% fremde Salze enthält. Man löst nun selbigen in der möglichst kleinen Menge destillirten Wassers, und setzt die noch fremden Salze zu Absatz, da bei 100° 400 T $NO_3 KO$ in 100 T Wasser löslich sind, umgegen die anderen Salze viel schwerer. Man klärt darauf die Lösung durch Einschüttung, und stellt beim Verdampfen die Krystallisation der NO_3 immer während Umrühren. Die entstandenen Krystalle befreit man von der Lauge, und wäscht sie darauf mit einer ganz

Conc: Mischung von NO_3KO und, wodurch die letzte Portion von $ClNa$ entfernt wird. Hierauf

NO_3KO krystallisirt in Prismen. Spec. G. = 3½ Schmilzt bei Rothglühhitze, wenig in Alkohol. Schmilzt mit Salpeter, so explodirt er beim schnellen Erkalten. Ist er mit $ClNa$ verunreinigt, so verliert er einen Theil der Menge dieses Knallgas. Gefrierpunkt. weiße oder gelb.

Der geschmolzene Salpeter enthält oft NO_3KO. Er muss frisch als Salz genommen werden.

In der Lösung des NO_3KO durch ClO_2KO so wie durch NO_3AgO und $ClBa$ kann Niederschlag entstehen.

Chlorkalium (ClK)

Digestivsalz.

Wird in den Laboratorien sehr oft als Nebenprodukt erhalten, so bei Einwirkung der Braunsteine mit NO_3KO sowie der Kaliumsalze auf $ClNa$ und ClO_2KO &c. Es krystallisirt in Würfeln. Spez. G. bei Rothglühe in Tiegeln beginnt Temperaturerniedrigung.

Leitet man Cl durch eine verdünnte Lösung von ClO_2KO so entsteht neben Entbindung von $ClO_2KO + ClK + 2ClO_2KO$ in Lösung. Es ist diese Lösung ein Chlorkaliumhaltig, welches früher einfach den Namen "Eau de Labelle" in den Handel kam.

Leitet man auch Cl durch, ohne neue Lösung von Chlorkalk mit überschüssigem ClO_2KO versetzt, und filtrirt.

Chlorsaures Kali ($ClO_5 KO$)

Wird erhalten, wenn man überschüssiges Cl in eine gesättigte concentrirte wässrige Lösung von $CO_2 KO$ einleitet.

Theoretisch ist es Kälteerzeugung anzuwenden, denn $6\ KO + 6\ Cl = ClO_5 KO + 5\ Cl K$.

Billiger stellt man es dar, indem man $6\ At\ CaO$ und $6\ At\ Cl K$ in Wasser vertheilt und Cl einleitet. Es entstehen dann $6\ At\ CaCl$ und $1\ At\ ClO_5 KO$. Das $ClO_5 KO$ krystallisirt hierbei aus. Es ist in warmem Wasser, das sich bei $0°$ in 300 T bei $+15°$ in 140 T und bei $+100°$ in 2 T Wasser löst.

Durch Schmelzen giebt es seinen O aus, wobei $Cl K$ und nur $ClO_7 KO$ und beim weiteren Erhitzen bleibt nur $Cl K$ zurück.

Das $ClO_5 KO$ ist wichtig, salzsäurefrei. Es wird daher gut zu einem Zeugdruck. Mit S vermischt würde es ferner zur Fabrikation von Zündhölzchen benutzt, die durch SO_3 entzündet werden.

Da es krystallisirt, das im Handel vorkommende $ClO_5 KO$ erhält man ganz rein.

Man prüft es auf seine Reinheit durch Uebersättigen mit $NO_5 AgO$. ClO_5 fällt als Silber nicht.

Jodkalium ($J K$)

Wird erhalten, wenn man Jod in Kalilauge löst. Es entstehen dabei $1\ At\ KO + 6\ At\ J$ $1\ At\ JO_5 KO + 5\ At\ J K$. Dieses Zersetzungssalz krystal-

bleibt das Fe_2O_3 KO beim Äth. Oder man verdunstet die Lösung und glüht den Rückstand, wodurch alles Fe_2O_3 in FK übergeführt wird.

Dasselbe Methode kann Anwendung, da sich viel FK mit den Säuren verflüchtigt. Setzt man aber KO Kieselsäure zu, so geht die Zerlegung eben Weg vor sich. Durch Lösen des Rückstandes in V und Verdunsten der Lösung zur Trockne erhält man das FK ganz rein.

Man kann auch das Fe_2O_3 durch Schmelzen mit FK zerlegen. Es entsteht dabei $KO + S + FK$. Das Gemisch löst sich dabei immer etwas FK oder auf KO_3, und soll diese Methode nicht gut sein.

Man stellt auch das FK mit dem FFe dar. Man bringt gepulvertes Fe mit Fe und KO zusammen, wodurch die Verbindung eben Weise vor sich geht. Dies behandelt und filtrirt erhält man eine grünlichgefärbte Lösung von FFe. Durch diese leitet man CO_2KO + entsteht FK und CO_2FeO, welches letztere sich theils in der Flüssigkeit von CO_2 zum größten Theil in feinen zeisiggrünen Schuppen ausscheidet durch Aufnahme von O. Man muß hierbei überschüssiges CO_2KO zusetzen, und dann scheidet man das Filtrirte mit FK mittelst Äther.

Es soll bei dieser Einwirkung auch viel Fe verbrennen, indem sich dasselbe mit Fe zu einer basischen Verbindung vereinigt und niederfällt.

Das überschüssige CO_2KO kann sich aus entfernen, indem man alles zur Trockne verdunstet, und das FK durch Alkohol auszieht.

Man stellt auch FK dar, durch Lösen von Fe in

in einer Lösung von $\dot{P}Ba$, wodurch $\dot{T}Ba$ gebildet wird und der Versuch mißgeschieden wird. Versetzt man nun die Lösung des $\dot{T}Ba$ mit $\dot{S}O_3\,KO$, so fällt $\dot{S}O_3\,BaO$ nieder und $\dot{T}K$ bleibt in Lösung, diese filtriren und Abdampfen erhält man Salpeter, wenn es rein werden. Um reines Kaliumsalz zu erhalten, verdampft man die Lösung.

Das $\dot{T}K$ krystallisirt in durchsichtigen Würfeln, $\dot{T}$ verbrennt. Sein Gift ist wie $\frac{1}{3}$ V und die $\dot{C}$ Verbindungen, die feuchten Gift genannt.

Es darf nicht abgedampft werden und mit Säuren übergossen nicht aufbrausen, sonst enthält es $\dot{C}O_2\,KO$.

Mit verdünnten Schwefelsäure übergossen darf es kein Gas frei werden lassen, indem dann $\dot{S}O_3\,KO$ zurückbleiben würde.

$\dot{C}l\,K$ könnte darin enthalten sein. Man würde es erkennen, durch Versetzen der Lösung mit überschüssiger $\dot{N}O_5\,AgO$, und Entstehen des Niederschlags von $N\,H_3$, worinnen $\dot{C}l\,Ag$ bleibt. $\dot{T}\,Ag$ oder $\dot{C}y\,Ag$ Versetzte man das Filtrat mit überschüssiger $\dot{N}O_5$, so wird beim Entstehen eines Niederschlags der $\dot{C}l\,K$ nachgewiesen.

$\dot{S}O_3\,KO$ wird durch Versetzen der Lösung mit $\dot{C}l\,Ba$ zu erkennen.

Schwefelkalium ($\dot{S}_3\dot{K}$)

Wird erhalten durch Zusammenschmelzen von $\dot{T}$ $\dot{S}$ und $\dot{T}\,\dot{C}O_2\,KO$.

Dieses verwandelt man gleiche $\dot{T}$ beider Stoffe an, und erhält bei vorsichtigem Arbeiten eine Verbindung von $2\,\dot{S}_5\dot{K} + \dot{S}_2O_2\,KO$.

Bei Anwendung des halben Gewichtes $\dot{S}$ oder von 60 $\dot{T}$

S auf 100 H CO_2KO entsteht eine Verbindung von $2(S_2K) + S_2O_2KO$. Durch glühen des Doppelsalzes bis dem das S_2O_2KO in $3SO_3KO + S_3K$, dem $4S_2O_2KO = 3SO_3KO + S_3K$. Es ist also das ursprünglich Schwefelkalium jetzt in Gemisch mit schwefelsaurem Salze. Beim Übersättigen oft grün werdende Masse. Die der Luft ausgesetzt ist und unter Abgabe von H in CO_2. H in $\bar{v}$ bis $\bar{v}$ bis. Auch in Alkohol unter Zersetzung des SO_3K oder S_2O_2KO löslich.

Schwefelsaures Kali (SO_3KO)

Wird bei vielen chemischen Verwandlungen als Nebenprodukt gewonnen, und wird in der Handel gebracht. Soll selber dann dargestellt.

Es krystallisiert in farblosen schwer. Würfeln. H verwitternd. Löst sich in 10 H kaltem und in 4 H kochendem $\bar{v}$. Es schmilzt bei hoher Temperatur. Es besteht aus der Kaligase und einer schwefligen Säure. Es dient zum Alaunsalz und zur Verbindungen mit Salzen.

Saures schwefelsaures Kali ($\bar{SO_3}KO + \bar{SO_3}HO$)

Dieses früher als Salz eines eigenen Radikums betrachtet. Wird bei Einwirkung der SO_3 als Nebenprodukt erhalten.

Es reagiert sauer. H in $\bar{v}$ sehr leicht löslich und wird beim Abdampfen zersetzt.

Behandelt man es mit Alkohol, so löst sich SO_3HO heraus und SO_3K bleibt zurück.

Arseniksaures Kali ($As O_3 + KO$)

Löst man $As O_3$ in Kalilauge, so entsteht neben Verdampfung unter Abscheidung von $As O_3$ die weiße feste Masse, die bis jetzt noch nicht krystallisirt dargestellt worden. Man hat in diesem Fall nur in Lösung und gewinnt Sol: arsenikalisch Kali. Diese stellt man dar, indem man $As O_3$ in eine Lösung von $CO_2 KO$ bringt und kocht, wobei CO_2 entweicht.

Nach der Formel: Eine: löst man 64 Gran $As O_3$ und 64 Gran $CO_2 KO$ unter Zusatz von 1/2 Unze Spir. vini rectif: in destill. Wasser, daß das Gewicht der Lauge 12 Unzen beträgt. 90 Gran dieser Lösung enthalten 1 Gran $As O_3$.

Nach der neuen Form: Eine: ist = 120 Gr: der Lös: 1 Gr $As O_3$ enthalten.

Arsensaures Kali ($As O_5 KO + 2 aq$)

Es wird dargestellt indem man gleiche Äq $As O_3$ und $NO_5 KO$ in einem Tiegel vermischt, der Rückstand in $\overline{W}$ löst und die krystallisirten verdampft. Krystallisirt in quadratischen Säulen. Äq in $\overline{W}$ leicht löslich.

Die $As O_5$ ist eine 3 basische Säure, also sind die 2 At KO dieses Salzes als basisches KO anzusehen.

Soll sehr wenig giftig sein.

Kohlensaures Kali ($CO_2 KO$)

kommt im reinen Zustande als Pottasche in Handel vor. Diese wird aus der Asche verschiedener Pflanzen gewonnen. Das $CO_2 KO$ entsteht beim Verbrennen dieser Stoffe durch eine Zersetzung der in diesen enthaltenen Kalisalzverbindungen mit vegetabilischen Säuren. Diese sind

auf der Pflanzenkinder in den Pflanzen und Thie-
ren, während in der Mineral-Kl. fast ausschließ. Natron vorkommt.

Die Asche wird mit wenig Wasser ausgelaugt,
wodurch viele andere Salzen aufgelöst bleiben.

Die Lösung wird dann eingedampft, bis alles zu
einer festen Masse erstarrt (die dadurch entstan-
den organischen Substanzen sind) und dann mit dem
Pulver unter beständigem Umrühren auf Quecksilber.

Man erhält so die rothe Pflanzenasche, die fast stets
gewöhnlich, grün oder weiß gefärbt ist. Die rothe
Farbe röthet von Eisen, die gelbliche von Mangan,
und die grüne von beigemengten Kalk. Sie sind
basischen Salzen, weil die Pflanzensäuren
wenigen zu geringen Gehalt an Verbindungen bis zu einer
Temperatur erhitzen ist, und die Kalk wenigstens bei-
tragen werden. $Cl K - SO_3 KO$ u. $S. O_3 KO$ sind stets neben andern
Salzen in der rothen Pflanzenasche enthalten. Um nun den Gehalt
derselben an reinem $CO_2 KO$ zu erhalten, bedient man sich
eines Apparates von Fresenius und Will, der auf zwei dreh-
baren Glasröhren mit einander verbundenen Kölbchen. In einer derselben
bringt man eine Lösung von $CO_2 KO$. in der andern eine $SO_3 + KO$.
Nun fügt man den Apparat zusammengesetzt fest wägt man
ist mit feinem Pulver, und gießt soviel von der Pflanzenasche
des $CO_2 KO$ genügende Menge SO_3 über. Man wägt dann
abermals fest die sich entwickelnde CO_2 und diese die SO_3
absorbirt hat die sich entwickelnde CO_2 wird durch Abgewogen und
entweder kann man alle Kohlensäure gewogen haben und
Man wägt nun gesättigte Kohlensäure verschwindet
berechnet dann aus der Gehalt an CO_2 die Menge des $CO_2 KO$.

Es könnte aber sein daß KO in den $CO_2 KO$ fein zu
verbunden wäre, dann müßte dann verdünnt mit $3 CO_2 + 2 NO_3$
verdünnen und erhitzen.

Auch bei einem Gehalt an $C_2 KO$ an PK werden nur wenig Kalkstaub mögen festzustellen an PK zugel. Falschen Falle müßte man versetzen mit $2 Cr O_2 + KO$ Flüssig.

Um mit der Pottasche reinen $C_2 KO$ herzustellen, löst man Kalkstein in Lösung in $2\,H$ reinem Alkohol. Es lösen sich neben $C_2 KO - C H K - SO_3 KO + Si O_3 KO$ auf. Beim Verdunsten zu einer gewissen Consistenz scheidet sich das $SO_3 KO$ zunächst aus, verdunstet man nun die Lösung weiter, bis sie zu einer dickflüssigen Masse verdunstet, und bringt selbe dann auf ein Filter, so trennt sich die Lösung, die allen $CH K$ und $Si O_3 KO$ enthält ab, und wird mit wenig $\bar{V}$ weiter ausgewaschen. Der Rückstand verdunstet man zur scheinbaren Trockne, und erhält so ein Präparat, das nur noch $1{,}1\,CH K$ neben $C_2 KO$ enthalten kann.

Um ein ganz reines $C_2 KO$ zu erhalten, verfährt man wie oben angeführt, es geht dabei Substanz verloren, und gewöhnlich $C_2 KO$ mit Kalk verunreinigt. Durch Auflösen, Filtriren und Verdunsten erhält man das $C_2 KO$ rein.

Besser: Man mischt 2 Th Weinstein mit $1\,Th\ NO_3 KO$ zusammen. Man erhält so den schwarzen Fluß, der durch Auslaugen mit $\bar{V}$, Filtriren etc. ganz reines $C_2 KO$ ergibt. (Durch Verdampfen gleiches Theile der gewonnenen Lösung erhält man den weißen Fluß, der neben $C_2 KO$ auch $NO_3 KO$ enthält)

Schmilzt man Weinstein an, so erhält man wegen seines Gehaltes an stickstoffhaltigen Materien einen kleinen Mangan $C H K$ enthaltenden.

Das reine $C_2 KO$ ist ganz weiß, geruchlos an der Luft sehr bald, und energisch stark alkalisch. Es löst sich auch in verdünnten Säuren und Salzen mit $2 CO_2 KO$ begleitet.

verfallen. Man prüft es zur Feststellung seiner Reinheit
auf: $SO_3 KO$ mit der Weinsäure mit $ClBa$.
— ClK mit $NO_5 AgO$.
— $S.O_3 KO$ durch Weinsäure mit einer Säure,
Umwandlung zur Trübung und Ausfällen in einer Säure. SO_3
wieder dann ungelöst bleiben.
— $Cy.K$ durch die Fällung des Fe_3O_4 u. Cl auf der Weinsäure.
— $NO_3 KO$ durch $3 SO_3 + Fe_2O_3$.
— CaO durch Weinsäure: mit Kalkwasser u. Niederschlag mit Ammoniak KO.
— NaO mit Antimonat, wie saurem Kali.

Zweifach kohlensaures Kali ($2 CO_2 + KO + HO$)

Wird erhalten durch Einleiten von CO_2 in eine Lösung von $CO_2 KO$.
Oder indem man CO_2 in gewöhnliches Wasser leitet.
Nach der Fällung giebt man die Masse mit Äther, filtrirt
und verdunstet bei $+60°$. Bei stärkerer Hitze entweicht CO_2
und es bleibt dann nur $CO_2 KO$ zurück.

Man kann auch ein Gemenge von $4 H CO_2 KO$
und $1 H$ Wasser erhalten, und in dem Verhältniss CO_2
einleiten. Man muss dabei das Gefäss in kaltes Wasser
setzen, und Obacht geben: durch die festige Absorption
zu Brei stehen werden. Nachher bei neuem Einleiten
krystallisirt es farblose durchsichtige rhomboidische Säulen.
Reagirt stark alkalisch. Löslich in $4 H$, unlöslich in Äther.

Alaun ($3 SO_3 + Al_2O_3 + SO_3 KO + 12 HO$)

kommt in Kugelabschnitten krystallisirt in der Natur
vor, und entsteht beständig durch Einwirkung der SO_3
auf den Lehm, welcher Al_2O_3 und KO enthält.

Künstlich wird es auf dem in der Natur vorkommenden
Alaunstein $SO_3 + Al_2O_3 + SO_3 KO$ hergestellt.
Man glüht denselben und behandelt ihn mit SO_3
und übersättigt dann die Masse mit KO. So bildet sich
dann Alaun unter Abscheidung von Thonerde.

Der so erhaltene Alaun hat noch eine weißliche Farbe,
ist sehr rein, krystallisirt in Octaëdern und kommt in
Handel unter dem Namen römischer Alaun vor. Die
Farbe ist durch manchmal beigemischtes Fe_2O_3 bedingt.

Außerdem wird der Alaun im Großen auf den
Alaunsiedereien dargestellt. Dieser besteht aus Schwefel-
kies, Thonerde und Braunkohle. Man glüht denselben
um den Gips zu entfernen. So bildet sich dann neues und
neues $SO_3 FeO$ und $SO_3 + Al_2O_3$ unter Entwickelung
von Wärme. Man laugt die Masse aus, und verdampft
soweit bis viel $SO_3 FeO$ auskrystallisirt. Man setzt auf
den die Lauge freien abgeschiedenen $SO_3 KO$ zu, wenn
sich gleich ein krystallinisches Gemisch von Alaun und
abscheidet. Aber nun enthält die Lauge mehr Al_2O_3
wenig auf dem $SO_3 Fe$ in Lösung bleibt. Der Alaun
wird nun in besonderen Gefäßen gelöst, worauf
man den Alaun beim Erkalten wie in großen Krystallen
erhält.

Man wendet auch diesen Thonerde zu Alaunbereitung
an. Man glüht hierzu den Thon mit Schwefelsäure und
entfernt dann mit verdünnter SO_3. die in Thon
enthaltene $Si O_3$ bleibt dabei als unlöslich ab.

Man bereitet auch Ammoniakalaun, dessen Base

folgen einer Lösung von $3SO_3 + Al_2O_3$ mit kohlensaurem Ammoniak.

Durch Glühen bei der Alaun bereitet im Handel wird. Ebenso wird nicht selten die $3SO_3 + Al_2O_3$ direkt in den Handel gebracht.

Der Alaun ist durch seine eigentümliche Krystallisation ganz leicht darzustellen, da er in 7/10 Teilen Wasser und in 18 Teilen kaltem Alkohol löslich ist. Er krystallisiert in Oktaedern.

Der reine schöne Alaun krystallisiert in Würfeln und besteht aus folgender Zusammensetzung: $2SO_3 + Al_2O_3 + SO_3 KO + 24 HO$.

Der gew. Alaun ist ungleich feiner und schwerer zusammengesetzt bildet. Er besteht beim Erhitzen in seinen Krystallwasser, und verliert seine beim Erhitzen in trockener Luft, die im Handel unter dem Namen Brennsalz vorkommen.

Erhitzt man den Alaun stärker, so verliert er sein ganzes Krystallwasser, und man erhält dann eine leichte poröse Masse, den s. g. gebrannten Alaun, der sich noch besser in kaltem Wasser löst, und daher meistens statt des Krystallisierten angewandt.

Erhitzt man den Alaun zu Rothglühhitze so verliert er $3SO_3 + Al_2O_3$. SO_3.

Der Alaun kommt im Handel fast stets rein vor, bis auf einen Gehalt an Eisen, der sich durch Blutlaugensalz deutlich nachweisen lässt.

Natrium (Na)

Dieses wird auf dieselbe Art, aber leichter aus dem $CO_2 NaO$ gewonnen, wie das Kalium aus $CO_2 KO$. Sein spez. Gew. ist 0,96.

Natriumoxyd oder Natron (Na_2O)

Dieses aus $CO_2 Na_2O$, wird wie KO aus $CO_2 KO$ gewonnen.

Man erhält es nur viel leichter rein, da auf das $ClNaO$ viel leichter wie erhalten wird als auf ClK.

Die Eigenschaften des NaO stimmen mit denen des KO überein.

Salpetersaures Natron ($NO_5 NaO$)

kommt in großen Lagern in der Wüste gediegen vor. In Chile in einer Tiefe von 2–3 Fuß Tiefe, und wird durch Auflösung von reinem Wasser. Es enthält dieses untersuchte Salz 99 % $NO_5 NaO$ und Spuren von JNa — $IO_5 NaO$ und $ClNa$.

Dieses Natronsalz krystallisiert selten rein in Kugelsegmenten und Rhomboeder. Sein spez. Gew. ist 1,1 Kalk Skalenoeder. Es hat einen kühlenden bitterlichen Geschmack. Es ist zerfließlich an der Luft. Entsprechend ist es in seinen Eigenschaften dem $NO_5 KO$ gleich. Es kann verwendet werden zur Gewinnung reiner Salpeter Säure.

Chlornatrium ($ClNa$)

Findet sich in Meerwasser zu 2 % enthalten, und kann daraus in Folge der Gegend, entweder, wie in Indien durch Verdunsten in der Sonnenhitze, oder, wie in Norddeutschland (Lüneburg) durch Gefrierenlassen, indem man nur das reine Wasser gefriert, da dann Salzlösung aber flüssig bleibt.

Entsprechend kommt es in sehr großer Menge als Steinsalz in den Gebirgsarten vor, theils farblos, theils gelb oder roth gefärbt. Dieses Steinsalz wird wie Stein als Bausteine zu Tage gefördert, und in der Handel gebracht, oder durch Auflösen von Wasser gelöst, dann in Lösung übergeführt und durch Verdampfen dieser zur Gewinnung des Kochsalzes benutzt.

Die vielen Arten, welche solche Lösungen als Imprägnirungsmittel den Hölzern gewähren. Der Imprägnirungsapparat ist sehr verschieden. Man zwingt dieselben mit Gewichtsdrücken, und lässt sie dann gewöhnlich langsam, und zwar in der Regel mit Hülfe der Schwerkraft, so wie auch die Luft, welche in diesen Hölzern enthalten ist, durch die Lösung abgedrängt werden und an geeigneten Stellen entweichen kann. Manchmal die Poren durch Gase, von denen sie besetzt sind, vorher gereinigt werden, bevor man die Lösung eindringen lässt. Manchmal wird auch die Luft durch eine Luftpumpe, und zwar mit einer besonderen Vorrichtung, aus den Poren ausgepumpt. Es befindet sich dann weniger Luft in den Poren, so wie auch viel weniger Luftblasen, welche die Imprägnirungsflüssigkeit verdrängen, und so den Imprägnirungsprozess verlangsamen. Da jedoch Chlorcalcium in der Kälte (bei 0° C.) 74 Gewichtstheile Salz auf 100 Theile Wasser löslich ist, so lässt man nur auf 40–50° abkühlen, da mit Rücksicht auf die Krystallisation nicht viel tiefer abgekühlt werden kann.

Im Winter bei einer Temperatur von — 15° C. scheiden sich 31 Krystalle von $CaCl + 4 H_2O$, die sich jedoch leicht bei — 10° C. wieder auflösen.

Das so gewonnene $CaCl_2$ theilt man einer Lösung von $CaCl + Na_2O$, welche auf das Holz gebracht wird, mit, und so entstehen die Imprägnirungsflüssigkeiten.

Das $CaCl$ absorbirt in besonderer Weise Feuchtigkeit und verflüssigt sich in feuchter Luft; man soll nur so viel zum Glasiren von Ziegeln und Steinen benützen, als gut zum Glasiren von Ziegeln und Steinen benützen kann.

Kieselsaures Natron ($SiO_3 Na_2O + 10 H_2O$)

Wird in vielen chemischen Fabriken als Nebenprodukt gewonnen, und zwar in verschiedenen Quantitäten dargestellt

Zur Gewinnung des $CO_2 NaO$, durch Zersetzung des $Cl Na$ mit SO_3. Man setzt aber jetzt oft $Mn O_2$ zu, um Cl statt $Cl H$ unbrauchbar zu verwenden. Es bleibt dann neben $SO_3 Na O$ auch $SO_3 Mn O$ im Rückstand, welcher letztere durch Glühen des Mangans gewonnen wird.

Auch wird es in Zukunft dargestellt durch Glühen des $Cl Na$ mit der ungefähr gleichen Menge $SO_3 Fe O$.

Bei Bereitung des $Cl N H_4$ durch Zersetzung des $SO_3 N H_4 O$ mit $Cl Na$ wird als die geringste Menge als Nebenprodukt erhalten.

Auch wird es erhalten, wenn man die Mutterlauge des $Cl Na$ der Salinen einer sehr niedrigen Temperatur aussetzt. Man weiß nun noch nicht ob es von Anfang an enthalten ist, oder nur durch eine Zersetzung des $Cl Na$ mit den anwesenden $SO_3 Mg O$ entsteht.

Die Löslichkeit des $SO_3 Na + 10 aq$ ist bei den verschiedenen Temperaturen sehr verschieden, bei + 33° ohne am größten.

Da die Luft etwas Alkali enthält, und gasförmig in den Räumen zu einem weißen Pulver.

Man erhält es auf $Cl Na - Cl N H_4$, Kochsalz und Salmiakgeist.

Phosphorsaures Natron. $\left(PO_5 \frac{2 Na O}{H O}\right) + 24 aq$

Man bereitet es durch Übersättigen der über der Knochenasche befindlichen PO_5 mit $CO_2 NaO$. Hierzu verfährt man die Knochenasche mit SO_3 und dann die entstandene Lösung der freien Phosphorsäure

Kalkstein mit überschüssigem $CO_2 NaO$. Dieser enthaltende Brühe wird dann alles CaO als $CO_2 CaO$ gefällt, und man erhält nach dem Filtrieren und Abwaschen das gewünschte Salz fast ganz rein in schönen Krystallen, die Mutterlauge noch etwas $SO_3 NaO$ enthaltend.

Fast in 2 H. verschwindend in 4 H. kaltem Alkohol löslich. Verwittert leicht an warmer Luft.

Man zerlegt es auf Al_2O_3 — Cl Na — SO_3 und CO_2 NaO.

Phosphorsaures Natron-Ammoniak

Phosphorsalz $\left(PO_5 \begin{matrix} NaO \\ NH_4O \\ HO \end{matrix} + 8 aq\right)$

Dieses Salz dient auch zum Perlen darstellen. Zu dem man 6 H. Natron-Phosphorsäure-Wasser = 1 H. Salmiak in V auflöst, und zur Krystallisation verdunstet. Es verwittert leicht sämmtliches V, wenn nicht sein NH_4O beim Schmelzen. Da vor dem Blasrohr beim Verflüchtigen die zu Perlen gehörende Metallbasis.

Kohlensaures Natron $(CO_2 NaO + 10 aq)$

Wird durch Auslaugen der Asche der Barilla gewonnen.

Zuletzt gewinnt man es durch neues $SO_3 NaO$ durch Glühen mit Kohle zu SNa reducirt, und dieses dann mit überschüssigem $CO_2 CaO$, wodurch neben $CO_2 NaO$ noch in V in unlösliches Schwefelcalcium $SCa + CaO$ entsteht. $2 (SO_3 NaO) + 3 (CO_2 CaO) + 9C = 2 (CO_2 NaO) + 2 SCa + CaO + 10 CO$.

Die Masse wird dann ausgelaugt und die klare Lösung zur Krystallisation verdunstet.

In der Natur kommt es häufig vor, daß in s. Trockensalz in dt. Natron genannt wird das aus $2\,CO_2 + 2\,NaO + 4\,aq$ besteht. Es ist so wahrscheinlich durch eine Umsetzung des $Cl\,Na$ u. $CO_2\,CaO$ entstanden.

Das $CO_2\,NaO$ krystallisirt bei niederer Temp: mit 10 At bei höherer mit 3 At aq. An der Luft verwittert es, unter Abgabe seines $\frac{1}{2}$ bis auf einen kleinen Rückstand.

Es ist in $\frac{1}{2}$ kaltem, in $\frac{1}{4}$ heißem Wasser löslich. Seine Lösung hat in seinen Krystallen. Reagirt stark alkalisch.

Man hat es auf SO_3 und Cl zu prüfen.

Doppelt kohlensaures Natron ($2\,CO_2 + NaO + aq$.)

Es hat seine Darstellung durch Einleiten von CO_2 in eine Lösung von $CO_2\,NaO$. Es scheidet sich krystallisch ab, da es sich nur in $13\frac{1}{2}$ T kaltem löst.

Leichter erhält man es, wenn man CO_2 in ein trockenes Gemenge von 3 T feinem und 1 T kohlensaurem $CO_2\,NaO$ leitet.

Dieses wird nicht in Gegenwart des CO_2 direkt in doppelt gekohlt, denn geht dabei die Bildung des Salzes nur langsam vor sich.

Es reagirt schwach alkalisch. Dieses Glas oder Porz. mit T verbindet sich 1 At CO_2.

Man hat zu prüfen, ob es mit CO_2 vollkommen gesättigt ist, prüft man es mit $H_3\,Ally\,O$, der darin kein Fällung entstehen darf.

Borsaures Natron oder Borax ($2\,BO_3 + NaO + aq$)

Wird in seinen und den in verschiedenen Namen gebildet verkommenden Handel genommen.

Wird jetzt direkt dargestellt durch Absättigen der BO_3 mit $CO_2\,NaO$. In der kochenden BO_3 ist gewöhnlich SH_3

verhalten, sich aber bei Berührung des Lösungsmittels mit CO_2 verbindenden unlöslichen. Man kann sie daher in Gefässen mit CO_2 haltigem Wasser aufbewahren.

Löslich wird der Körper bei 79—56° Kryohydratbildung, so verhält man ihn in Berührung mit einer 4 At V.

Der Körper ungefähr altalisch. Kryohydratbildung bei einer Temp. zwischen —8 bis 4° C. Dichte 12 At V. bei 15° beträgt er in seinem Kryohydratbereich.

Der kryohydratische Körper ein Gemenge v. Wasserstoff und Eis zu betrachten. Wenn Eis als auf CO_2, in der Lösung nach NO_3 Ag O, da sich beim Gefrieren Kryohydrat auf Eis abscheidet ist.

Baryum (Ba)

Wird durch Zerlegen des BaO mit K gewonnen, oder auf durch Zerlegen des Ba O durch den elektrischen Strom.

Es ist ein sehr schwer zu silberglänzendes Metall. H_2O zersetzt es sehr stark.

Baryumoxyd oder Baryt (Ba O)

Wird rein erhalten durch glühen des NO_3 Ba O, als reine graue, poröse nicht schmelzbare Masse vom 4,7 fachen.

Oder durch Glühen des CO_2 Ba O mit etwas Kohle, da sie leichter die CO_2 rein in der Weissglühhitze wegzubringen ist.

Das Ba O verbindet sich sehr stark mit wenig V. indem es in At Verhältnis reagiert und dann

Baryumoxydhydrat oder Aetzbaryt (Ba O + H_2O)

bildet. Dieses ist ein weisses Pulver. Löslich in 20 H. Lösung heftet sich in 7 H. bekannte Wasser. Löslich wenn leichter Lösung erhalten wird in 7 H. bekannte Wasser. Löslich wenn das Ba O + H_2O mit 10 At Kryohydrat verhalten so verhält man das Ba O + H_2O mit 10 At Kryohydrat in seinem Eutektikum bei Kryohydrat.

Die Lösung des Aetzbaryts reagiert stark in wässriger Lösung

Gefäße aufbewahrt werden, weil sie sonst CO_2 aus der Luft anziehen.

Diese Lösung der 1. gr. Barytmenge wird Reagens auf diejenigen Verbindungen seiner Lösung der $BaO + HO$ mit CaO. dass entsteht man es so wirken werden.

Barytsuperoxyd (BaO_2)

Wird erhalten durch Erhitzen des Aetzbaryts in einer Retorte in einem Strome von O auf $+ 400°$ C. bis eine Ganz entweicht der gebildeten O wieder.

Auch durch Glühen des Aetzbaryts in einem Strome CO_2 und HO.

Das BaO_2 wird stets durch Säuren mit H gebildet.

Schwefelbarium (SBa)

Wird erhalten, indem man SH über glühend Aetzbaryt leitet, oder indem man H über glühend $SO_3\ BaO$ leitet.

Oder in dem man $SO_3\ BaO$ mit Kohle glüht, dass geht hierbei die Reduction nur schwer vor sich, indem sich leicht Baryt mit so genau, als dazu nöthig, mengen lässt. Besser lässt man $SO_3\ BaO$ mit Oel oder Talg etc. zu einem Teig und diesen zu glühen, indem erhält so die fast innige Gemenge von $SO_3\ BaO$ und Kohle, wodurch beim weiteren Glühen die Reduction leichter vor sich geht.

Man verfährt auf diese Zusammensetzung von 1 Th $SO_3\ BaO$ mit $\frac{1}{4}$ Th Kohle und $\frac{1}{8}$ Mehl und $\frac{1}{8}$ einem fetten Oele, formt aus dieser Masse, und glüht die selben zwischen Kohle gestopft in gut ziehenden Windöfen. Nachdem die ganze Masse Leuchtkraft verschwunden ist, bläst man die Kohle aus und lässt sie kalt werden. Man erhält so das SBa gewöhnlich als eine flockige

oder auch schwarze Masse von hepatischem Geschmack.
Riecht an der Luft nach SH, indem durch Feuchtig-
keit und CO_2 eine Zerlegung statt findet. Löst
sich in Wasser unter Zersetzung der $2 SBa + HO = SH + SBa + BaO$.
das BaO krystallisirt aus dieser Lösung mit 10 at HO.

Das SBa muß sich in ClH zu einer klaren Lösung
auflösen, doch wenn ein weißer Rückstand SO_3BaO,
auch eine schwarze Hülle zurückbleiben.

Chlorbaryum ($ClBa + 2 HO$.)

Wird durch Zersetzen des SBa durch ClH erhalten.
Ist Eisen vorhanden, so verdampft man zur Trockne und
glüht den Rückstand, wodurch das ClFe zersetzt wird,
es entsteht Fe_2O_3 das beim Auflösen ungelöst zurückbleibt.

Oder man fällt das Fe aus der ~~neutralen~~ Lösung
durch SBa wieder. Durch Eindampfen und Glühen wird
dann letzteres in SO_3BaO übergeführt, das beim Lösen
zurückbleibt. Oder man zersetzt das überschüssige SBa
nachdem man das SFe durch Abfiltriren entfernt, durch ClH.

Man stellt auch das ClBa durch Auflösen des CO_2BaO
in ClH dar.

Das CO_2BaO hierzu erhält man durch Fällen des
SBa durch CO_2NaO oder CO_2KO. Wodurch man SNa oder SK in
Lösung erhält.

Oder man schmelzt 3 Th SO_3BaO mit 8 Th CO_2NaO
oder CO_2KO, löst den Rückstand in Wasser, filtrirt und wäscht
aus, und erhält so ein Gemenge von CO_2BaO und unzersetztem SO_3BaO.

Man stellt auch ClBa dar, indem man SO_3BaO mit ClCa
so lange schmelzt, bis die Masse an der Luft nicht mehr feucht wird,
worauf man schnell in kochendem Wasser löst, und sehr rasch

fällbar. Dies ist das Maßgebende wichtig zu merken und auch stets zu prüfen, weil es häufig mit Verwechslungen unter N. Es muß man also die Fällung des Kieselsäure in Alkalisalz lösen und die Verunreinigungen entfernen.

Kieselsäure wird die Masse erhalten mit dem Gemenge H_2 Säure gefällt und glüht, wodurch SiO_2 unlöslich wird.

Das $CaBa + H_2O$ Fällung ist in 4 fertigen Fällen, die beim Erhitzen zerbrechen. In $2\frac{1}{2}$ V Salzs. Säure gelöst.

Man prüft auf Ca und Ba durch Versetzen mit SO_3 und Versetzen der Lösung mit gesättigter Natronlauge. Trübung auf Alkalien.

Salpetersaurer Baryt ($NO_5 BaO$)

wird dargestellt durch Versetzen des $CaBa$ mit $CO_2 BaO$ mit verdünnter NO_5. Erst ist darauf Kieselsäure sicher zu erhalten, da es in feinsten V leicht in Lösung geht.

Auch darzustellen, indem man 12 Z $CaBa$ in 10 Z heißem V löst, und eine heiße Lösung von 10 Z $NO_5 HO$ und 8 ½ Z $NO_5 Na O$ gießt. Beim Erkalten setzt sich das entstandene $NO_5 BaO$ in reinem Krystallen an.

Krystallisiert in farblosen durchsichtigen Oktaedern. 7 T in 3 Z kochendem und 12 Z kaltem Wasser löslich. Von Salpetersäure zu Gesichtsmarke.

Schmilzt beim Erhitzen, und wird in feiner Temperatur zerlegt, indem unter Entwicklung von NO_3 und CO_2 BaO zurückbleibt.

Wirkt von allen Baryt Salzen giftig.

Als gute Gegenmittel sind $SO_3 Na O$ und $SO_3 MgO$ zu betrachten.

Calcium (Ca)

Wird erhalten durch Reduction des CaO durch K. Weißes, weiches, sehr glänzendes, und sehr leichtes Metall. Es giebt 2 Oxydationsstufen dargestellt das Calciumoxyd CaO und das

Calciumhyperoxyd (CaO_2)

Wird erhalten durch Behandlung des CaO mit H_2O_2.

Calciumoxyd oder Aetzkalk (CaO)

Wird in reinem Zustand durch Glühen des CO_2 CaO oder des kohlensauren Minerals CaO erhalten. Auf und Ausglühen.

Im großen wird der Aetzkalk durch Glühen des Kalksteins gewonnen. Sowohl erhält man dabei, wenn reiner Kalkstein genug erhitzt wird z.B. kohlensaurer Kalk der aus $2\,CaO + CO_2 + HO$ besteht. Durch die große Temperatur erhält man keinen guten Aetzkalk, indem dann das entstandene CaO mit der SiO_3 der Luft verbindet, dem einen Ueberzug über den Kalkstein bildet, und dadurch das Entweichen der CO_2 und den Genuss des Wassers verhindert.

Das reine Aufglühen des gepulverten Aetzkalk erhält es SiO_3 und $CO_2 + 2\,CaO + HO$. Letzteres entweicht durch Einwirkung der C auf CaO bei Glühhitze.

Der Aetzkalk ist ein weißgraues pulverförmiges Mineral, verbindet sich mit HO, so entsteht eine feste poröse Masse, so daß zu weilen seine Zerstörung entsteht, so daß es zu Pulver zerfällt. Das CaO bindet dabei HO und bildet $CaO + HO$ als ein weißes Pulver.

Der Aetzkalk enthält oft eine bedeutende Menge von Alkalien, man befreit sie davon, durch Lösen mit Wasser, Eindampfen des aufgelösten Hydrats und Glühen des Salzes nach dem Trocknen.

Das CaO ist in 780 Th kaltem und in 13–1500 Th siedendem Wasser löslich.

Der von der Luft gefüllten Kalk besteht $CO_2 CaO + CaO + HO$.

Chlorcalcium ($Cl Ca$)

Wird in großer Menge als Nebenprodukt bei Darstellung des NH_3 gewonnen. Man verjagt zuerst den Rückstand der aus $Cl Ca$ und CaO besteht mit C, filtrirt darauf neutralisirt das Filtrat mit $Cl H$, und verdampft zur Trockne.

Erhält man aber den Rückstand mit C nicht, und besteht das Filtrat aus Kalk so erhält man beim Verdampfen krystallisirtes ($Cl Ca + CaO + 15 aq$). Durch $Cl H$ bleibt für diese Verbindung leicht in $Cl Ca$ überführen.

Das $Cl Ca$ zerfließt sehr leicht an der Luft. Bemerkt sehr bitter und salzig. Ist auf dem Verfahren krystallisirbar. Erhält sich auch krystallisirt erhalten mit 6 At HO.

Schwefelcalcium (SCa)

Erhält sich darstellen durch Reduktion von $SO_3 CaO$ mit Kohle.

Oder durch Glühen gleicher Theile CaO und S. Besser erhält man $2 SO_3 CaO$ und $4 CaO + 4 S = 3 SCa + SO_3 CaO$.

Ist ein weißes Pulver. Zieht an der Luft auch HO. Zu C gelöst gefällt es $SH + SCa + CaO + HO$.

(Unter Rucma verstand man früher eine Mischung von AlO_3 und CaO, jetzt aber die Verbindung, wenn durch Erhitzen von SH in feuchtes $CaO + HO$ [illegible])

Schwefelsaurer Kalk ($SO_3 + CaO$)

oder ($SO_3 + CaO + 2aq$)

kommt in der Natur v. vor als Anhydrit, so wie auch mit 2 at v. krystallisirt als Marienglas und Gyps.

$SO_3 CaO$ ist in v. unlöslich, während der $SO_3 CaO + 2aq$ in 5–600 H. destillirtem kalt. die Lösung erregt Schwefelgeschmack und giebt beim Verdampfen Krystalle.

Der Gyps verliert beim Erhitzen auf 133–160° sein Krystallwasser, nimmt aber solches wieder auf wenn er beim Erhitzen damit vermischt. Erhitzt man ihn aber über 160° so verliert er die Eigenschaft wieder v. aufgenommen und zeigt dann hydraulische

Phosphorsaurer Kalk ($PO_5 + 3CaO$)

ist in großer Menge in den Knochen enthalten, und wird daraus gewonnen, indem man die Asche derselben mit $Cl\,H$ behandelt, und die erhaltene Lösung mit NH_3 versetzt, wodurch man einen gelatinösen Niederschlag von $PO_5 + 3CaO$ erhält, der beim starken Erhitzen in einen crystallinischen Zustand übergeht.

Versetzt man die Knochensäure mit CO_3 so erhält man kohlensauren Kalk $PO_5 + CaO + 2HO$ in Lösung.

Kohlensaurer Kalk ($CO_2 CaO$)

kommt in der Natur in großer Menge vor. In Marmorarten als Kalkspat, Kreide, Marmor etc. in Verbindung in den Mineralquellen etc. und auch in Pflanzenaschen. Krystallisirt findet man ihn in der Natur in 2 Modificationen als Kalkspat in stumpfen

Kalkbrenner, als Reagenz in Laboratorien.
Bestes Reinigungsmittel in Wasserwerken, Salzsäure in
Lösung Temperatur.

Im medizinischen Gebrauch stellt man
dar, durch Fällen einer Lösung von $CaCl_2$ mit $(NH_4)_2CO_3$.

Beim Besitzen verbindet er sich leicht mit CO_2,
fällt jedoch in feuchtem gepulvertem Zustande
ungepulvert schwerlöslich hier.

Magnesium (Mg)

Wird erhalten durch Zerlegen des $MgCl_2$ mit K.
Man setzt diese in einem fest verschlossenen
Platintiegel auf, weil während der Verbrennung
ein CO_2 Strom entsteht. Man erhitzt auf dem Ge-
bilden des entstehenden CaK verschiedig mit Kalium
K und, und erhält dann das Magnesium als
ein silberglänzendes Metall in Drahtform.

Bei + 20° gerbrennt es ohne Flamme.
durch Erhitzen erhält man das MgO, Talkerde oder
Bittererde genannt.

Bittererde (MgO)

Wird erhalten durch Glühen der kohlensauren Bittererde.
durch starkes Glühen der NO_5 MgO soll man die
reinere Bittererde erhalten, die an der Luft wieder
CO_2 auf H_2O anfangen, und die auf obiger Methode
erhaltene leichtere Bittererde fest keine H_2O.

Das spez. Gew. der leichten MgO ist 2,3; der schweren 3,5.
Entwickelt mit MgO mit H_2O sie einmal. sie $Ca(OH)_2$
verhalten auf das Lakmus $MgO + H_2O$. Diese Eigenschaft

verfällt man auf diese Fälle der Lösung einer Mag-
nesiasalze durch Alkalien. Ist in 5300 H2O löslich,
diese Lösung reagirt alkalisch.

In Wasser kann mit CO2 oder einfach sau-
re vor mit SiO3, ersteren werden beim Lösen in HCl
in Aufbrausen verursachen, letztere ungelöst bleiben.
CaO kann sich durch HCl und ebenso Säul entziehen.
CO2 NaO und CO2 KO, sowie SO3 MgO werden
durch die Behandlung mit V, sogleich beide lösen durch die
starke alkalische Reaction erkannt werden.

Schwefelsaure Bittererde (SO3 MgO + 7 aq)

kommt in vielen Mineralquellen und Salzseen vor.
Fällt durch Einwirkung einer Gypslösung
auf Magnesia enthaltende Mineralien.

Man gewinnt sie durch Verdampfen der Mut-
ter zur Krystallisation, dass sie rein.
Lässt sich auf der Verbindung der CaO erhalten.
Auch erhält man sie durch Behandlung der Mineralien,
welche MgO enthalten, mit SO3.

Man gewinnt sie auch aus dem Dolomite, der aus
SiO3 MgO + MgO CO2 neben PCa und PFe besteht.
Man röstet denselben, lange Dampf mit V und Alkyl.
Man röstet denselben, durch das Ca durch unlöslich Fe, und dieses wieder durch
Kohlensaure Magnesia oder Dolomit wieder, und ver-
dampft dann die klare Lösung zur Krystallisation.
Durch Umkrystallisiren wird der Bittersalz rein erhalten.
Durch Erhitzen verliert er sein Krystallwasser und zerfällt zu einem
so Gemisch aus CO2 MgO welches die Eigen-
von Bittersalz hat, und wovon durch SO3 MgO unterschie-
den werden kann, wenn Essig zugesetzt wird.
Kohlens. Alkalien werden durch gute Lösung der Analyse entfernt werden.

Oder man kocht eine Lösung von CO_2 Ba mit Kalkhydrat, wenig als filtrat kommt kaustisch alkalisch, beschleunigt wenn SO_3 Na O oder SO_3 K O zusammen.

Zur Metallabscheidung werden diese $PtCl_4$ und $PdCl_4$ fast ausschließlich angewandt.

Kohlensaure Bittererde (CO_2 MgO)

Es kommt eine neutrale Verbindung der CO_2 mit MgO in der Natur. Künstlich kann sie sich darstellen durch Lösen der gewöhnlichen Magnesia in CO_2 haltigem Wasser und Verdunsten zur Krystallisation. Bei kochender Lösung scheidet man Krystalle mit 3 At Wasser, bei niederer mit 5 At. Löst man die Krystalle in kaltem Wasser, so zerfallen 5 At des Salzes in $2\,CO_2 + MgO$ und $3(CO_2 MgO) + MgO + HO$.

Löst man die Krystalle aber in heißem Wasser, so zerfallen 4 At in $3(CO_2 MgO) + MgO + HO +$ freie CO_2.

Basisch kohlensaure Bittererde ($3(CO_2 MgO) + MgO + HO$)

Wird wie vorher angegeben gewonnen, oder indem man kochende Lösungen von SO_3 MgO und CO_2 Na O zusammen gießt. Es entsteht dabei stets zuerst die neutrale CO_2 MgO, die aber bald zerfällt, wie vorher angegeben. Kalte Lösungen darf man nicht anwenden, weil sonst 1 At MgO als $2\,CO_2$ MgO in Lösung bleibt, und verloren geht. Obwohl der entstehende flockige Niederschlag körnig geworden ist, muß man ihn vor der Krystallisation Umkrystallisiren.

Zur Anwendung sind: Lösungen scheint mir eine die, bei verdünnten Lösungen eine ganz bittere Masse.

Wendet man CO_2 HO zur Fällung an, so muß man einen Ueberschuß davon haben, weil sonst SO_3 in Lösung bleibt, wendet man dagegen CO_2 Na O an, so muß man einen Ueberschuß von diesem vermeiden, weil sonst

NaO an die Kieselsäure kommt.

Die vorliegende Verbindung ist vollkommen
unverändert. Zusatz von Kohlensäure so entsteht $\dot{C}a\,\ddot{C}$ Mg O.
Fast in 4 – 5000 Th. Wasser löslich. Die Lösung reagirt stark
alkalisch.

Eine Phosphorsäureverbindung mit P_2O_5 lässt sich aus dem
salzsauren Rückstand bei Behandlung mit $(NH_4)O$ erhalten.
CaO wird in dieser Lösung, durch Ueberschuss von
NH_3 und Verdünnen mit NH_4Cl nicht gefällt.

Chlorverbindungen und Schwefelsäure Salze werden
leicht und Alkaliverbindungen, wie bei der Kalkverbindung
angegeben, gebunden sein.

Phosphorsaure Magnesia-Ammoniak $\left(PO_5\left\{\begin{matrix}2\,MgO\\(NH_4)O\end{matrix}\right\}+12\,aq.\right)$

Leicht löslich, wenn man eine Lösung einer Magnesia
salze mit überschüssigem NH_3 und $PO_5\left\{\begin{matrix}2\,NaO\\HO\end{matrix}\right\}+24\,aq$ versetzt.
Bildet die bekannten Krystalle oft Klauen- und Sargnägel ähnl.

Mangan (Mn)

Wird durch Reduction seiner Oxyde durch Kohle unter Zusatz
von Borax metallisch erhalten. Es entfällt jedoch nicht dem
Eisen beigemischt stets mit C. Man vermag es daher
durch Schmelzen mit einem Kohlenstoffhaltigen Mangan oxyd
in einem Tiegel leicht zu erhalten.

Es besitzt eine graue Farbe, und ist sehr spröde.
Seine grösste Verwendung findet es zum Entschwefeln
von Roheisen und Stahl aufgenommen werden.
Sein spec. Gew. war 8,013.
Bildet mit O 5 Oxydationsstufen: $\left\{\begin{matrix}MnO\\Mn_2O_3\\MnO_2\\MnO_3\\Mn_2O_7\end{matrix}\right.$

Mangansuperoxyd (MnO_2) Braunstein.

Ist die einzige in der Pharmacie gebräuchliche Verbindung des Mn mit O. Kommt in der Natur in säulenförmig metallglänzenden Krystallen, auch nadelförmig, in grauen faserigen krystallinischen Massen vor.

Verbindet sich mit HCl zu einem Gemenge von $MnCl_2 + H_2O$.

Der Braunstein muss die ganz schwarze Farbe haben. Oft kommt er mit vielen Metalloxyden vor, z. B. mit Eisen. Um ihn auf seine Güte zu prüfen, wendet man Salzsäure an, die man zur Prüfung des Chlors benützt. Man vermischt den Braunstein fein gepulvert mit etwas Kali, bringt die Mischung in die eine, HCl in die andere Kölbchen. Verbindet man gemau gewogen, so hat man MnO_2 ein Chlor mehr entwickelt, und berechnet nach der Menge der CO_2 den Gehalt an MnO_2, denn 2 At CO_2 entsprechen 1 At MnO_2.

Mangansäure (MnO_3)

Existirt nicht in freiem Zustande, sondern nur an KO oder NaO gebunden. Diese Verbindungen erhält man durch Glühen von MnO_2 mit KO oder NaO oder beyde und einer mit NO_5 KO oder NO_5 NaO. Man muss dabei stets einen Ueberschuss von Alkali anwenden, indem sie sonst die Verbindung beim Lösen in Wasser zersetzt wird.

Verdünnt man die klare Lösung von $MnO_3 + KO$ mit Wasser, so entsteht durch Aufnahme von CO_2, so erhält man grünschwarze krystallinische Nadeln, die metallglänzend sind, unter grünschwarzen Krystallen oder $KO + HO$.

Löst man MnO_3HO in Salpeter, so zerfällt es teilweise in Mn_2O_7HO und $MnO_2 + HO$. denn $3 MnO_3HO + HO = Mn_2O_7HO + MnO_2 + 2HO$. Verfährt man die Lösung des Mn_2O_7HO mit absolutem Alkohol, so tritt die Reduktion ein.

Antimon (Sb) Stibium

Durch diese Reduktion des Sb_3 Sb mit Fe entsteht, denn $Sb_3Sb + 3Fe = Sb + 3SFe$. Diese Methode ist jedoch ungenau, weil man nicht zugleich SO_3NaO und Sb gefällt. Auf 100 T Sb_3 Sb, 42 T Fe, 104 SO_3NaO = 37 C. Sb. Es fällt daher Sb während basische Salze mit Sb zu Boden fallen. Auch erhält man dasselbe nicht rein, sondern noch basische Salze enthaltend. Man reinigt es dann auf folgende Art und Weise. Man reinigt es durch Schmelzen mit Sb_3 Sb und CO_2NaO, und dann mit Salpeter.

Durch Verdampfen dieser Reduktion des Sb mit Salzsäure. Man destilliert nun das Sb dieses Rückstandes mit Weinstein und Antimonoxyd.

SO_5NaO und Antimonoxyd.

Chemisch rein erhält man das Sb aus Brechweinstein und Salzsäure, indem man Sb_3 Sb in Cl H auflöst, und das Filtrat mit reinem Wasser verdünnt, wenn erhält es einen weißen Niederschlag des sog. Algarothpulvers, das mit CO_2NaO und Kohle reduziert wird.

Das reine Sb ist zinnweiß, sehr glänzend und spröde, und von 6,7 — 6,8 Spez. Gew. Schmelzt bei + 450°. Es bricht leicht und ist sich gleichbleibend, in feuchter Luft wird es etwas oxydirt.

Man prüft es auf seine Reinheit durch Behandeln mit NO5 und Behandeln mit Sr. das entstehende Oxydul wird blau gefärbt, während die fremden Metalle in Lösung gehen, und dann leicht zu trennen sind.

Sulfide d. Sb werden d. mit Cl H verflüchtigt SbH entwickelt.

Diese beiden Prüfungen Sb leicht durch H_2S nachzuweisen, da Sb ausgefällt wird.

Das Sb (als Sb_2O_3) unterscheiden: $\left\{\frac{Sb_2O_3}{Sb_2O_5}\right\}$ oder $\left\{\frac{Sb_2O_3}{Sb_2O_5}\right\}$

Antimonoxyd (Sb_2O_3)

Es leicht herzustellen durch Erhitzen des Sb in einem geräumigen Tiegel über + 450°.

Oder durch Einwirkung der Salpetersäure ($\frac{1}{3}Sb + 5NO_3$) mit CO_2K_2O oder CO_2Na_2O.

Oder indem man Sb durch SO_3 oxydirt, dann die Lösung mit reinem C verdünnt, und dadurch die nachher. Niederschlag von basischem Salz mit CO_2K_2O behandelt. (Es bleibt hierbei ein Theil Sb mit der fremden Metalle gelöst)

Erhitzt man gepulvertes Schwefelantimon an der Luft, so erhält man (Crocus antimonii ein Gemisch von Sb_2S_3 und SbO_4 mit fremden Metallen. Erhitzt man dieses Gemisch in einem Tiegel, so erhält man ein glasige Masse (Vitrum antimonii), bestehend aus Sb_2O_3, jedoch mit vielen fremden Metallen verunreinigt.

Das reine Sb_2O_3 ist dimorph, es krystallisirt theils in kleinen rhombischen Säulen, theils in Octaedern. Beim Erhitzen wird es gelb. Schmilzt in einer Flamme, und erstarrt beim Erkalten als weiße durchsichtige Masse. Es verbindet sich mit Basen zu Salzen; auch mit HO wie Sb_2 dort bildend.

Es muß in Cl H vollkommen löslich sein.

Antimonsäure (SbO_4)

Entsteht beim Erhitzen des Sb mit Salpetersäure. Es ist SbO_4 als eine Verbindung von Sb_2O_5.

Die antimonige Säure ist nichts anderes, als anti-
monsaures Antimonoxyd $Sb_2O_3 + SbO_5 = Sb_2O_8 = SbO_4$.
Beide lassen sich trennen.

Antimonpentoxyd (SbO_5)

Wird dargestellt durch Behandeln des Sb mit überschüssiger
HO_5, der man etwas ClH zugesetzt hat, bis alles
Säure verjagt ist. Das entstandene SbO_5 bleibt als ein
gelbes Pulver zurück.

Löst man Cl_3Sb in HO, so zerfällt es mit heftig-
keit in $SbO_5 + 5ClH$. Ersteres SbO_5 fällt
nieder, ist aber von der wenigen Säure verunreinigt,
daß sie 20% beträgt, kann aber ist der Säure
genau für Metantimonpentoxyd. Sie fällt beim
Verdünnen stets als Hydrat nieder.

Chlorantimon (Cl_3Sb)

Wird erhalten durch Behandeln des Sb_2S_3 mit ClH.
Beobachtet man Entwickelung von SH_2, kann Lösung
von 1,46 ist als Liq. stib. mur. oft vorräthig.

Wird auch erhalten indem man $3SbO_5 + 2SbO_3$ mit
ClH der Destillation unterwirft.

Destillirt man von der heftig reagirenden Lösung des
Cl_3Sb in ClH verflüchtig ab, so erhält man einen
krystallinischen Rückstand, das Butyr. antimon. genannt wird.

Verdünnt man die Lösung des Cl_3Sb mit vielem
Wasser, so fällt $SbOCl_3 + 5SbO_3$ (Algarothpulver) nieder,
das Fresenius unter dem Namen Mercurius vitae oder
+ angelicus bekannt war. Ist ein wenig Weinsäure, das
man in Krystallen erhalten kann, zugegen, so bleibt

sowie Lösung einiger Tropfen verdünnter Schwefelsäure hinzufügt:

Entsteht neue Ol an gelbem Niederschlag Sb_2S_3, welcher neben farblosen Oktaedern Sb_2O_5, also einer unlöslichen Verbindung, die mit weißem Niederschlag Sb_2O_5 zusammen fällt.

Selenreaktionen (Se, H_2SeO_3)

Kommt in geringer Menge gediegen in der Natur vor, selten in chemischen Verbindungen, meistens begleitet Schwefelmetalle, als: Selenschwefelsäure. Man stellt es dar durch Zusammenschmelzen von Se mit K. Man nimmt dazu 12 Tl Se und 5 Tl S, bringt die Mischung in einen Tiegel, glüht sie und extrahiert mit Wasser.

Tritt der H_2Se rein, so giebt es eine braune Fällung, entgegen der gewöhnlich vorkommende rote Niederschlag fällt.

Entsteht neue Tl durch neue Lösung der SeO_2, so entsteht eine rote Färbung der H_2Se als ein weißer Niederschlag, der auf + 250 erhitzt völlig schwarz wird.

Thermes mineralis ($2\,H_2Se + SeO_2$)

Tl ein basisch Gemisch der H_2Se mit SeO_2.

Wird entfernt, indem man H_2Se mit einer Lösung von NaO kocht, filtriert und verdampft bis Tl.

$3\,At\,NaO + 1\,At\,H_2Se$ geben $3\,At\,SeNa + 1\,At\,SeO_2$, so daß SeO_2 dann auf H_2Se in der Verbindung und fällt deren Gehalten mit SeO_2 zugleich mit der Säure, zugleich bleibt NaO zurück.

oder man löst das rote Oxydationsprodukt in Salzsäure, fällt mit SO_3, so fällt das Eisen in Gestalt des Fe_2Cl_6, aus dem durch Lösung von CO_2 als NaO oder CO_2 NO gelöst wird etc.

Das Kupfer ist stets mit Zink und Eisen vergesellschaftet, und zwar in den glasigen Schlacken.

Zu V wenig Lösung, also Spuren von Fe_2, aber deutlich Lösung. In CH unter Entwicklung von CH.

Zweifach Chlorschwefel (S_2Cl)

Goldchlorschwefel

wird am bequemsten nach folgender Weise ($S_2Cl + 3SnCl + 18aq$) dargestellt, daß man erhitzt, indem man SO_3NaO mit S_3H und Kochsalz zusammenschmilzt, die Masse auslaugt, mit Schwefelkohle, filtriert und gut krystallisieren verdunstet. Oder indem man CO_2NaO mit CuO und Asche der Kohle, filtriert, in das Filtrat S und S_3H bringt, kocht, filtriert und gut krystallisieren verdunstet. S muß stets im Ueberschuß angewendet werden.

Das so erhaltene Präparat Salz bildet regelmäßige Tetraeder, die sich aber nicht in reinem Wasser ohne Zersetzung umkrystallisiert erhalten lassen. Zu V kocht in A wenig löslich. Wird durch alle Säuren, sogar durch die CO_2 der Luft zersetzt.

Man löst nun dieses Salz zur Darstellung des S_2Cl in wenig Wasser, und versetzt darauf mit soviel von einer Lösung, die das Doppelsalz enthält, dieser Lösung, bis kein Niederschlag mehr entsteht, dieser wird durch gut ausgewaschen und getrocknet, wiegt dann soviel als das angewendete S_2Cl wog, nimmt man soviel S_2Cl als S_3H und S durch Kochen in Salzsäure löst, filtriert und durch

einen voluminösen Niederschlag. Man erhält aber dabei Schwefelantimon, so wie Arsen als ein Niederschlag.

$Sb^2 Cl^3$ krystallisirt feinblättrig von $SbCl^3$ in einer Lösung von $Cl^6 Sb$ erhalten werden.

Es ist flüchtig weiß schmelzbar. Es ist in 30 Th H^2O vollkommen löslich, wobei basisch weißer Schmelz und Krystalle zu erhalten sind.

Beim Erhitzen bis $Sb^2 Cl^3$ sich $SbCl^3$ sublimirt.

Antimonium diaphoreticum.

Durch Verpuffen von 6 Th $NO^5 KO$ mit 4 Th $Sb^2 S^3$ erhält man das Antimonium diaphoreticum von ablutum das aus $SbO^5 KO + NO^5 KO + NO^3 KO + SO^3 KO$ besteht.

Besteht nun es mit besonderen Salzen aus, so erhält man das Antimonium diaphoreticum ablutum, das aus $SbO^5 KO$ besteht. Dieses ist also die gemischte Salzart bestehend aus SbO^5 enthalten, besteht man aber das Salz mit KO zu verbinden, so erhält man antimonium powder Pulv. Die Materialien sind flüchtig zu lösen.

Flores antimonii

Wird erhalten durch Verpuffen gleicher Theile $SbO^3 KO$ und $Sb^2 S^3$. Es sind darinnen feste verschiedene Salze enthalten. Besteht man sie mit besonderen Salzen aus, so erhält man den Rückstand der

Crocus antimonii.

Soll aus $Sb^2 S^3 + SbO^3$ bestehen. Es werden dabei durch das Salpeter $Sb^2 KO$, sowie $Sb^2 S^3$ als Kermes gebildet, welcher letzteren beim Verbrennen verfällt.

Culot antimonii salzsaures: Hoffm.

Wird erhalten durch Zusammenschmelzen von 4 Th CaO mit 3 Th Sb und 10 Th $Hg_3 Sb$. (Es bildet sich dabei eine Masse aus einer Verbindung von $Sb + Ca$, welche von der Lösung durch Abschlämmen nicht getrennt werden kann, sie elastisch, nicht krystallisirbar ist.)

Ist ein gelbgrünes Pulver, das sich nicht vollkommen in Wasser löst, sondern dabei einen Niederschlag von $SbO_3 CaO$ zurücklässt.

In diesem Zustande ist es vielleicht eine Antimonverbindung enthalten.

Antimonwasserstoff ($Sb H_3$)?

Ist noch nicht im reinen Zustande dargestellt, und daher noch nicht genau bestimmt worden.

Entsteht unter denselben Verhältnissen als $As H_3$ und zeigt sich auch in seinem Verhalten diesem gleich.

Wismuth (Bi)

Kommt natürlich im Quarz eingesprengt vor, und wird daraus gewonnen, indem man das Gestein in offenen mit einer kleinen Oeffnung versehenen Thonröhren erhitzt und röstet. Das Wismuth schmilzt und sammelt sich in den vorgelegten Gefässen an. Man erhält es so in dem vorgelegten Gefässe an. Man erhält es so noch sehr unreinlich rein. Dieses ist jedoch leicht zu erhalten durch Reduction des basisch salpetersauren Wismuthoxyds, durch Reduction des erhaltenen Metalles mit $KO, \overset{\cdot}{T}\overset{\cdot}{A}$, wodurch das metallisch vorhandene As oxydirt, und mit $\overset{\cdot}{T}\overset{\cdot}{A}$ verbunden in der Schlacke bleibt. Das As wird durch $\overset{\cdot}{P}\overset{\cdot}{K}$ leicht entfernt.

Das reine Bi ist weiss mit Röthlich-Gelbrand. Sp. G. 9,9 Schmelzt bei 260 – 264°, und lässt sich beim Erkalten nicht

Es krystallisiert in Rhomboedern, oder eigentlich tetra-
gonal, weil dieser Krystall ist dem eines tetragonalen Prismas
von 90° sehr ähnlich.

Das Bi ist basisch auf fremde Metalle, und zwar besonders
auf die auf dem Gange der Analyse zu fällenden. Wismuthoxyd BiO_3
Es giebt zwei Oxydationsstufen: Wismuthoxyd, Wismuthsäure BiO_5
und eine Verbindung beider.

Wismuthoxyd (BiO_3)

Scheidet sich als weißes Pulver beim Versetzen des Bi in der Kälte.
Oder dieses Gläser des salpetersauren Wismuthoxydes.
Es ist ein gelbes Pulver. Scheidet sich als Hydrat ab, wenn
man es durch ein Alkali aus seinen Verbindungen fällt.

Wismuthsäure (BiO_5)

Scheidet sich, wenn man BiO_3 mit ClO_2 NaO schmilzt
und die Masse darauf zur Entfernung des NaO u. BiO_3 mit
NO_5 behandelt, nachdem man sie zuvor mit V übersättigt hat.
Verbindet sich mit der SbO_5, und verbindet mit diesen beim
ersten Versuche $4\,At\,O$.

Basisch salpetersaures Wismuthoxyd
($NO_5 + 3\,BiO_3 + HO$)

Scheidet sich, indem man Bi unter Erhitzen in NO_5
auflöst, und die Flüssigkeit mit vielem Wasser versetzt.
Basisch scheidet man ab, wenn man die Lösung des
Bi in verdünnter NO_5 zur Krystallisation verdunstet,
wodurch man neutrales salpetersaures Wismuthoxyd ($NO_5 BiO_3 + 9\,HO$)
erhält, das man in V gelöst, scheidet in ein feines und
in ein basisches Salz, letzteres das gewünschte Präparat,
zerfällt. Das andere Salz bleibt gelöst, das basische fällt nieder.
Man hat dabei nicht das neutrale Salz zuvorst mit
soviel V zu übersättigen, wodurch beim Zusammenfall,

Den man in CH_4 sogenannte Methylgruppe.

Es $NO_3 + 3 BiO_3 + HO$ löst sich leicht in feuchtem

Es verbindet sich mit Chlorwasserstoff. Die Lösung ist

leicht auf fremde Metalle zu prüfen.

(Zink) (Zn)

kommt in der Natur nie metallisch vor, sondern

stets oxydirt oder mit S verbunden.

Man gewinnt es durch Destillation aus dem Galmei, der

zum größten Theile aus kohlensaurem Zinkoxyd besteht.

Man mischt diesen zur Austreibung der CO_2, und destillirt

damit in thönernen Gefäßen. Die Dämpfe gehen mit

in die Vorlage, wo sie, wenn man die metallische

Form bei Zutritt der Luft erhält wieder oxydirt wird,

wenn man aber die Destillation nicht in geschlossenen Gefäßen

vornehmen würde. Dieses verflüchtigte Oxyd heißt man

das Zinkweiß, es ist ein blendend weißes, und leicht sich

verdichtendes, weißes, in der Hitze gelb wird

ist das Zink sehr spröde, und leicht zu pulverisiren.

Es schmilzt bei 360° und verdampft bei

Beim Erkalten krystallisirt es gewöhnlich in Würfeln.

Man hat schon mehrere Zink-Legirungen

mann nennt Messing, Tombak, Pinchbeck.

Das schmilzt man dann mit Kupfer

Das Zink in der Galvanischen Batterie

Das in Salzsäure verbrennende gewöhnliche Zink ist

zum galvanischen Gebrauch in der Laboratorium nicht genug.

Es muß sich in HO vollkommen auflösen, wie

man sehen kann wenn die Gegenwart von Cu oder Pt verrathen.

Beim Erhitzen in SO_3 darf kein weißer Rückstand (SO_3 PbO) bleiben. Durch Feuerverzinnung darf etwas Pb durch Verdampfung entfernt, und durch $SnCl_2$ nicht ausgefällt werden.

Auf Pb prüft man die Zn- und Manganhaltigen Legierungen.

Zinkoxyd (ZnO)

Wird erhalten durch Verbrennen des Zinkes in einem Strom gereinigter Luft. Man erhält es als weißes Pulver, das nicht als Farbe Verwendung findet, sondern nur als Zusatz zu Farben besonders

Beim Erhitzen nimmt es eine gelbe Farbe an, die beim Erkalten wieder verschwindet. Bei Gegenwart von Fe ist es dauernd gelb, bei Gegenwart von Mn violett. Es wird durch Alkalien gelöst, durch Säuren wieder ausgefällt.

Auf Verunreinigungen ist es durch Glühen zu prüfen. Auf MgO prüft man es durch Auflösen in einer Säure, und Übersättigen der Lösung mit Ammoniak und Ammoncarbonat. ZnO ist ammoniakalisch, MgO nicht löslich.

Basisch kohlensaures Zinkoxyd ($2 CO_2 ZnO + 3 ZnO + H_2O$)

Wird dargestellt durch Fällen einer kochenden Lösung von $SO_4 ZnO$ in eine kochende Lösung von $CO_3 Na_2$, und Auswaschen des Niederschlages. Beide Lösungen müssen sehr verdünnt sein. Man filtriert durch Asbest und Glas.

Schwefelsaures Zinkoxyd ($SO_4 ZnO + 7 aq$)

Wird in Form von dem natürlich vorkommenden Vitriol gewonnen. Man erhält es in farblosen Krystallen, die verwittern, indem sie H_2O an die feuchte Luft abgeben, wodurch sie in das Zinkoxyd

verbrennen fremden Metalle, bis auf Fe gefällt wird,
um Rest zu entfernen, kocht man die Lösung der Salze
Cl ein, oder fällt mit H_2S und verfährt darauf mit
einer genügenden Menge $Zn O$, wodurch alles Fe_2O_3 gefällt
wird. Das filtrat säuert man darauf mit wenig HCl
an und verdampft zur Krystallisation.

Die fremden Metalle lassen sich auch bei auf Zn
durch Digeriren der Lösung von $Hg Zn O$ mit Zn entfernen.

Das $Hg Zn O$ krystallisirt unter + 30° mit 7 At aq,
in Cylindern Zinngranalien mit wenig Fe bis 1 Pf. in
seinem Krystallwasser des Strahlen, und verbraucht selbst
beim längeren Erhitzen bis auf 1 At. Fe verwittert
an der Luft.

Auf seine Reinheit ist es leicht zu prüfen. Auf allgl
wie die Prüfung des $Zn O$ anstrebar.

Chlorzink ($Cl Zn$)

Wird erhalten durch Auflösen des reinen Zinks in $Cl H$,
Verdampfen der Lösung zur Trockne, Glühen bis
es fällt, jedoch ohne Schmelzung, und durch Lösungen mit
1 At H_2O krystallisiren es Cl Verbindungen.

Cadmium (Cd)

Kommt fast stets in den Zinkerzen vor. Wird aus
Zink durch Destillation getrennt. Das Cd geht zuerst über.

Oder man fällt die neue saure Lösung beider Metalle
mit Zinkspähnen, wodurch alles Cd metallisch gefällt wird.

Ist ein graues weniges Metall.

Setzt man SH_2 zu einer sauren Lösung des Cd, so entsteht
ein Niederschlag, der dem Sb_2At vollkommen ähnlich
ist. Durch ist es nicht von diesem in NH_3 löslich,
und ist auch sonst leicht zu unterscheiden.

Zinn (Sn)

Kommt meistens vergesellschaftet in den Metallen als Zinnstein vor, wird dann meist als reines Zinnoxydul mit Kohle metallisch erhalten. Dieses wird durch Schmelzen in möglichst reiner Form erhalten, wird es von den fremden schmelzbareren Metallen befreit.

Um es ferner rein zu erhalten, behandelt man es mit HCl, wodurch unlösliche Zinnsäuren entstehen, die man durch Abscheiden von allen fremden Metallen befreien kann, nicht aber von Pb, das aber nie mit Sn zusammen verkommt. Dieses Zinnoxydul der reinen SnO_2 erhält man dann ferner reines Zinn.

Das Zinn ist in seinen Formen ganz bestimmt. Es schmilzt bei 228°. Sein spez. Gew. = 7,2.

Seine verschiedenen Stufen wird es wenig angegriffen. Es gibt 2 Oxydationsstufen darstellen { Zinnoxydul SnO / Zinnoxyd oder Zinnsäure SnO_2 }

Zinnoxydul SnO.

Wird erhalten durch Erhitzen seines Oxydes mit Kohle (Öl Sn mit Pech, um Reduktion der Kohlensäure, wodurch das SnO das Zinnoxydul bildet, und dann in kleinen Körnchen darstellen abscheidet.

Beim Erhitzen an der Luft verbrennt es zu SnO_2.

Zinnoxyd oder Zinnsäure (SnO_2)

Man unterscheidet eine gute: Zinnsäure und eine Metazinnsäure.

Die gewöhnliche Zinnsäure erhält man durch Erhitzen des Oxydes Sn mit HO. Die Lösung gerbt sich $= 2HCl + SnO_2$. Diese Zinnsäure ist in Säuren schwer löslich.

Die Metazinnsäure erhält man durch Erhitzen des Zinns mit NO_5. Sie ist in NO_5 unlöslich aber löslich in HCl. Sie ist in Zinnsalzen enthalten.

Zinnchlorür ($Cl_2Sn + 2aq$)

Wird erhalten durch Auflösen des Zinns in HCl und Eindampfen der Lösung zur Krystallisation.

Das Zinn hat die Fähigkeit, mit 2 At. Cl sich zu verbinden, bildet man aber gesättigtes Zinn mit 4 At. Cl, so hat es die Fähigkeit, mit 2 At. Cl sich zu verbinden, so hat es die Fähigkeit, mit 2 At. Cl sich zu verbinden.

Die wässrige Lösung des Zinnchlorürs gesteht beim Eindampfen und der Luft zu, wodurch bald ein Niederschlag von $Cl_2Sn + 2H_2O$ entsteht, während Cl_2Sn in Lösung bleibt.

Zinnchlorid (Cl_4Sn)

Liquor fumans Libavii.

Wird die trockene Verbindung erhalten, indem man Cl auf Zinn leitet, und das Destillat zur Entfernung des freien Cl mit Zinn destillirt.

Oder indem man Königswasser erhitzt, wodurch HCl Auflösen des Zinns in Königswasser erhitzt, wodurch HCl entwickelt.

Bringt man etwas V in das Zinnchlorid, so entsteht ein Gemisch, es wird V. gelb und es scheidet sich bald krystallisirtes $Cl_2Sn + 2aq$ aus.

Destillirt man das Cl_2Sn mit etwas V, so wird es zerlegt in $SnCl_2$ und ClV.

Pinkcalx ($Cl_2Sn + ClNH_4$)

Wird erhalten, indem man die Lösung des Sn in Königswasser mit $ClNH_4$ versetzt, wodurch ein Niederschlag entsteht, der an V gelöst und wodurch krystallisirt erhalten wird.

Mosaikgold (S_2Sn)

Wird dargestellt, indem man ein Amalgam des Sn mit Hg mit S und $ClNH_4$ in einer Retorte erhitzt. Das hierbei entstehende Präparat ist noch nicht bekannt. Es stellt ein Pulver dar, gelblich und glänzend, welches Mosaikgold genannt wird. Es ist eine Verbindung von SnS_2 mit $SnCl_2$.

Blei (Pb)

Bildet im Gestein mit dem Schwefelblei gemeinsam Gänge, nach Fe glänzt, enthält Ag und heißt Pb.
Oder man findet das Schwefelblei und glänzt darauf Schall, wodurch aller S als SO_2 entweicht und metallisches Pb übrig bleibt.
Durch natürlich metallisches Blei unter Luftzutritt von SO_2 wenn man gleiche At: $SO_3 PbO$ und SPb gasförmig.
Das Blei hat ein Korn Gew von 11,4. Schmelzbar +335°.
Läßt sich nur schwierig in Drähten herstellen.
Läßt sich zu sehr dünnen Platten und Folien dehnen.
Gibt mit dem Hauche einen Strich, färbt nicht die Finger (beim Verbinden von Bleizucker mit Kalk ist es gesundheitsschädlich)
Wenn preßt das Blei auf seinen Kochsalz durch Ausfließen in NO_5, d. Verfahren des Eisens mit gewöhnlichem $SO_3 Na O$.
Das Filtrat durch denen wieder durch SH auf SbH_4 getestet werden.
Es gibt 3 Oxydationsstufen des Bleis
Bleisuboxyd Pb_2O
Bleioxyd PbO
Bleisuperoxyd PbO_2

Bleisuboxyd (Pb_2O)

Entsteht beim Erhitzen des Bleis auf +300°. Beim stärkeren Erhitzen wird es Oxyd oxydiert. Verbindet sich nicht mit Säuren.

Bleioxyd (PbO)

Beim starken Erhitzen des Bleies an Luft entsteht neue gelbe pulverförmige Bleioxyd oder Massicot genannt wird, durch Schmelzen dieses erhält man Bleiglätte und durch vollkommenes Schmelzen Bleiglas.
Kocht man das Bleioxyd mit Natronlauge, erhält man es als ein weißes Pulver. Fällt man Bleisalze Bleioxydhydrat durch Alkalien, so erhält man zunächst Bleioxydhydrat, das durch Trocknen der Flüssigkeit wasserfreies Bleioxyd gibt.

das PbO ist in Säuren meistens leichter löslich, aber ganz unlöslich in Salzsäure, da Cl und PbO_2 Verbindung entsteht. Auch CuO wirkt wie das PbO durch Glühen auf Al_2O_3. Andere Metalloxyde scheiden sich für seine Verwendung nicht.

Mennige (Pb_3O_4)

besitzt eine feine gelbrothe PbO haltige Glasfluß. Setzt man sie der Luft bei Glühhitze lange Zeit aus, so nimmt sie Sauerstoff auf und verwandelt sich in PbO und PbO_2. Beim Schmelzen der Mennige Pb_3O_4 wirkt Verbindung von $2PbO + PbO_2$ Kieselsäure. Ist viel Kieselsäure vorhanden, so bildet sich PbO mit wenig PbO_2 und es scheidet sich PbO aus, welches dann in PbO von weißer Farbe zurückbleibt. Ist Eisenoxyd vorhanden, so ist Fe_2O_3 oder Eisenoxydul beigemischt.

Bleihyperoxyd (PbO_2)

Beim Glühen verliert Pb_3O_4 nur $\frac{1}{3}$ Sauerstoff, indem nur die Mennige Pb_3O_4 mit HNO_3 oder Ac behandelt, so bleibt PbO_2 zurück, während PbO gelöst wird.

Das PbO_2 ist ein dunkelbraunes flockiges Pulver. Es verbindet sich mit HCl und anderen Metalloxyden zu krystallisirbaren Salzen, heißt also die Säure einer Base, und wird deshalb auch eine Art Säure genannt. Beim starken Erhitzen verliert es $\frac{1}{3}O$. Gekocht mit Salzsäure, löst es sich darin auf, indem es mit HCl behandelt wird $PbCl_2$ neben PbO entsteht; es verhält sich deshalb wie das PbO_2 ein Analogon zur Entwickelung des Cl aus HCl.

Behandelt man PbO_2 mit Cl H, so entsteht $PbH_2 + HO + Cl$.

Verbindungen des Bleioxyds ($(PbO_2 PbO) + PbO + aq$)

Wenn man eine Bleiplatte in Salpetersäure mit $\frac{1}{3}$ Wasser verdünnt, so wird sie mit PbO_2 überzogen. Diese stellt, während man die Platte in Verbindung setzt mit der Säule, die Elektrode vor, welche sich beim Eintauchen mit dem negativen

O der Kalk entstandene PbO zu basischem salpetersaurem Bleioxyd, das sehr begierig die Kohlensäure aus der Atmosphäre unter Bildung von $2CO_2 + PbO + PbO$ anzieht, wodurch eine Schicht von $2CO_2 + PbO + PbO$ neben unverändertem salpetersaurem Bleioxyd entsteht, das wieder mehr PbO aufnimmt u. s. w. bis endlich das ganze in $2CO_2 + PbO + PbO$ und dann diese Schichten verhalten wie reines Bleioxyd in Salpetersäure.

Auf der feuchten Methode kann man Pb in Essig stehen lassen, wodurch basisch essigsaures PbO gebildet wird, und Luft in die Lösung CO_2 tritt. So setzt sich $2CO_2 + PbO + PbO$ ab, und macht die Lösung bleibt in Lösung, bis endlich damit PbO gesättigt wird. Alsdann gießt man die Lösung ab, und hat ein Gemenge von $2CO_2 + PbO + PbO$ und Pb.

Man erhält so die feinsten Bleiweiße, besonders Kremser Bleiweiß.

Auf der nassen Methode bringt man feingepulvertes PbO mit Wasser zu Brei, und leitet damit CO_2 ein. Auf einmal setzt sich alles PbO in $2CO_2 + PbO + PbO$ um, und so erhaltenes Bleiweiß ist sehr gut.

Das CO_2 PbO kommt auch in der Natur krystallisirt vor.

Das Bleiweiß kommt im Handel oft mit WO_3 BaO und WO_3 PbO und auch mit CO_2 CaO verunreinigt vor.

Sein Ausstreich ist eine Verunreinigung von WO_3 BaO ganz gut.

Chlorblei (ClPb)

Wird erhalten, indem man die Lösung eines Chlorsalzes mit salpetersaurem ClH versetzt. So setzt sich dann Chlorblei zu Boden, da es in ClH schwerer löslich ist. Ist die Lösung sehr concentrirt, so fällt es krystallinisch heraus. Ist sie verdünnt, so fällt es in Krystallen.

Das Cassler Gelb ist eine Mischung von 1 ClPb mit 7 PbO, die bis auf einen gewissen Grad richtig werden muß. Gemischt wird es dargestellt durch Glühen von 10 Th Mennige mit 1 Th Salmiak.

Phosphorsaures Bleioxyd ($PO_5 \cdot 2PbO \cdot HO$)

wird dargestellt, indem man die wässrige Lösung des $ClPb$ mit Lösung von $PO_5 \cdot 2NaO \cdot HO$ versetzt.

Merkwürdigerweise wird es durch Säure nicht zersetzt, sondern scheint nur unter Verlust des HO und Aufnahme von PbO ein festes Doppelsalz zu bilden. Dieses Verhalten erregte neues Interesse mit Blei auf PO_5.

Gegenmittel bei Bleivergiftungen

Alle Salze sind Gegengifte, und zwar besonders $SO_3 NaO$ oder $SO_3 HO$ angesehen. Auch hier bei andern Vergiftungen anwendbar.

Zinnsalz kommt Blei im Augenblick nicht vor, wenn man die gewöhnlichen Naturlösungen zu Rate zieht.

Eisen (Fe)

kommt in der Natur selten gediegen als Meteoreisen vor, meistens vergesellschaftet mit Säuren, oder mit andern Körpern verbunden.

Das Reduktion des Eisensteins mittelst Kohle in Hochöfen wird als bekannt vorausgesetzt. Es enthält dann 3 % C gebunden. Es kommt noch unter C aufzuführen, wenn man es durch Zusammenschmelzen des Roheisens enthält auf Li + 9 + Schmiedeeisen.

Merkwürdig wenn das C am Fe so enthalten wenn das Roheisen oder Stabeisen, das dann noch immer 1/6 – 1/2 % C enthält. Jetzt wenn eisen speziell C's zu, doch es 1 % enthält, so gewinnt man den Stahl.

Das Gusseisen wird durch Frischen umgewandelt, während das Schmiedeeisen durch Schweißen beim Hämmern in Stäbe verwandelt wird.

Das Stabeisen hat ein faseriges Gefüge, wodurch es zähe ist. Durch langwierige Erschütterung geht das faserige in ein Blättriges oder Körniges Gefüge über, das ein Zeichen des Sprödewerdens ist, wie besonders bei den Achsen der Eisenbahnwagen.

bunden und den Rest der Eisenarten zu ermitteln vermag.

Chemisch rein ist das Eisen kaum herzustellen. Das reinste ist das der Klaviersaiten. Es ist silberweiß.

Sein 7,7 — 7,8 fach. Gew. Krystallisiert in regulären Oktaedern. Ist sehr hart, ritzt Glas, feinste Feile bildet sich bald eine Oxydschicht, wenn auch bald Rost entsteht. Es bildet sich zuerst Eisenoxydul, das dann unter Verlust von CO_2 in Fe_3O_4 übergeht, das dann unter NH_3 und der Luft weiter wird.

Ein gepulvert ist das Eisen als Pyrophor verwendet wird.

In einer feuchten Lösung des Eisens durch H kein Entzündungsgift, aber das Eisen hat 3 Oxydationsstufen:

Eisenoxydul FeO
Eisenoxyd Fe_2O_3
Eisensäure FeO_3

Eisenoxydul (FeO)

Ist hier jetzt noch nicht rein darzustellen, weil es bei seiner Herstellung sofort mehr O aufnimmt. Als Oxydul heißt es sich darstellen, beständig ist aber nur Fe_3O_4, es bildet sich stets eine Verbindung von $FeO + Fe_2O_3$ das

Eisenoxydul-Oxyd (Fe_3O_4)

Es bildet sich daher stets beim Rosten des Eisens als Oxydul. Dann entsteht erst Oxydhydrat, das aber bald in wasserhaltiges Fe_3O_4 übergeht.

Nach der pharmakop. Germanica soll es dargestellt werden durch Fällen einer Mischung von Eisenvitriol mit Ätznatron. Man erhält so ein Gemenge von Eisen-, Eisenoxydul- und Eisenoxyd.

Nach Preis erhält man es rein, indem man Wasserdampf über glühendes Eisenpulver leitet.

Eisenoxyd (Fe_2O_3)

Scheidet sich aus der Mischung der NO_3Fe und NO_3H dargestellt. Man erhält es in [illegible] Form.

Oder durch [illegible] Fällung wird dargestellt durch Fällen einer Lösung des NO_3Fe mit CO_2NaO. Man erhält [illegible] einen braunen Niederschlag, der an der Luft bald braun wird, und dann mit Eisenoxydhydrat besteht, das eingefasse 8% CO_2 gebunden enthält. Man stellt selbst fester für Herstellung reines Eisenoxyd, welches man jedoch nur durch Fällen des $ClFe$ mit einer kochenden Lösung von CO_2NaO erhalten kann, wird muß [illegible] sehr fein sein, da das Auswaschen mit sehr vielen Umständen verbunden ist.

Eisensäure (FeO_3)

Bildet sich Kali glühenden erhalten wenn man Fe oder Fe_2O_3 anhaltend mit NO_3KO schmilzt. Oder auch durch Kochen des Eisenoxydhydrats mit [illegible]: Kalilauge, und [illegible] Einleiten von Cl_2. Diese Verbindung ist sehr unbeständig, und daher bis jetzt weder reines Kali dargestellt, noch Eisensäure im freien Zustande dargestellt worden.

Eisenchlorür ($ClFe$)

Bildet sich, indem man wasserfreies ClH über glühendes Eisen leitet oder durch [illegible] bereitet. Man erhält es ganz rein und wasserfrei als weißliche [illegible] Masse. Wasserhaltig wird es gewonnen durch Lösen des Fe in [illegible] ClH etc.

Glüht man das $ClFe$ an der Luft so erhält man Cl_3Fe_2 und Fe_2O_3 denn $6\,ClFe + 3O = 2\,Cl_3Fe_2 + Fe_2O_3$.

Nach unserer Meinung soll das Cl_3Fe_2 so dargestellt werden [illegible] Sublimation in einer Retorte.

Eisenchlorid (Cl_3Fe_2)

Wird wasserfrei erhalten, wenn man Cl über glühendes Eisenpulver leitet.

Krystallisiert erhält man es durch Auflösen von Fe in ClH und Einleiten von Cl, oder Erhitzen mit ClH und NO_3H. Durch Verdunsten der Lösung erhält man monoklinische Krystalle mit 5 At Krystw. Aus einer wenigen Grad Lösung aber gelbgefärbte Krystalle mit 12 At Krystw.

Das wasserfreie Cl_3Fe_2 zerfließt bald an der Luft, und stellt dann das Cl: muriat: vor.

Eine Verbindung von Cl_3Fe_2 mit $ClNH_4$ ist das: Fer: sal: ammon: murat: oktaedrisch. Durch Zusatz dieses Doppelsalzes zu Gemische beider krystallisirt und wasserfreies Zusammenbringen der Bestandtheile erhält man eine ganz klare Lösung beider für Krystallisation oder für Verdunsten. Dieses Salz ist ein bequemes Gemenge beider Körper, da man solches durch mehrmals wiederholte Krystallisation trennen kann.

Jodeisen (JFe)

Zur wässerigen Lösung bringt man diese Verbindung von J abwechselnd mit Fe und erwärmt gelinde. Man erhält dann die Lösung von dem Eisenoxydul entsprechendem Eisenjodür. Verdunstet man sie wasserfrei in einer Retorte, in der man vorher Kohlensäure entwickelt, und sublimirt bei $+177°$, C erhält man eine glasglänzende Masse. Löst man diese Lösung zur Krystallisation, so erhält man Krystalle, die bis faustgroß bald gezogen.

Man muß wegen der leichten Zersetzbarkeit dieser Verbindung die Lösung mit Wallnüssen, und verdunstet die erhaltene Lösung über Holzkohle in mehr Wallnüssen, und erhält so Ferr: jodat: cataturat:

Wenn man Schwefeleisen dieses zu glühende Rösten in einer
Schwefelkies und Feuchtigkeit, so erhält man glänzende Blättchen
die wasserstoffhaltig zusammengesetzt FeS sind.

Schwefeleisen (FeS)

Wird am leichtesten erhalten durch Glühen eines Gemenges
von $2\,Fe + 3\,S$ mit $3\,Fe$ in einem Tiegel.

Oder indem man einen weißglühenden Eisenstab in
einen Tiegel mit S in Berührung bringt. Es bildet sich Fe.
dieses Schwefeleisen ein Gemenge von Fe und S mit HO
erhält man ein wasserhaltiges FeS. Das gewöhnliche Mangan des
Handels erhält sich selbst oft bei Gegenwart von Schwefel.

Schwefelsaures Eisenoxydul ($SO_3\,FeO + 7\,aq$)

Wird durch Rösten des unterschwefelsauren Eisenoxyduls
Kupfer, Verdampfen der Mutterlauge etc gewonnen.

Man gewinnt es auch durch Auflösen von Eisen in $SO_3 + HO$, selbst
Eisen erhitzt man dazu in Schwefelsäure. Eisen
verbindet sich mit SO_3 und verdrängt so den Wasserstoff.
Schwefelsäure SO_3 selbst muß so viel Sauerstoff enthalten
dieses Sauerstoffes von O und der Luft entstehenden $SO_3\,Fe_2O_3$
in Lösung zu erhalten, das sich beim Verdampfen ausscheidet wird.
Eisenoxyd $SO_3\,FeO$ als ein braunes Pulver niederfällt.
Das $SO_3\,FeO + 7\,aq$ ist fast in gleichen Teilen kaltem. Eisenoxyd
heißem Wasser löslich, verwittert an der Luft und bildet
ein weißes Pulver zurück. An der Luft verwittert es mit Oxydation
zu einem gelben Pulver.

Phosphorsaures Eisenoxydul ($PO_5\,\{^{2\,FeO}_{3\,HO}$)

Wird durch Versetzen einer Lösung des $SO_3\,FeO$ mit $PO_5\,^{2\,NaO}_{3\,HO}$
gewonnen, als ein weißes unlösliches gallertiges Pulver.

Es kommt eine helle Verbindung in der Natur als Vivianit
vor, die anfangs weißlich, an der Luft aber bald blau wird.
Diese Verbindung soll $8\,HO$ enthalten in wasserhaltiger Form.

Kupfer (Cu)

kommt in der Natur gediegen vor, oft oxydirt oder mit S und As verbunden.

Durch Reduction des Cu_2O oder des kohlensauren Kupferoxyds in Verbindung mit einem Flußmittel wird es leicht metallisch erhalten.

Reinigen ist es von andern Verbindungen zu gewinnen.

Man röstet die Kupfererze mit Fe, schmilzt dann mit Kiesel und erhält so Schwefelkupfer als sog. Kupferstein, während das Eisen oxydirt in die Schlacke abgeschieden wird. Durch wiederholtes Kupferstein, Rösten mit Kiesel etc. wird es immer reicher, bis endlich Cu metallisch erhalten.

Metall Cu rothbraun mit dem Commutpunkte des Feuers mit Fe. Das im Handel vorkommende Kupfer ist meistens sehr unrein, es hat oft eine eigenthümliche Farbe. Es hat sich die Frage aufgeworfen: Schmilzt das reine Kupfer ungeraucht, oder hat es Spritzen? Es gilt 2 bekannte Oxydationsstufen dar, als { Kupferoxydul Cu_2O / Kupferoxyd CuO

Kupferoxydul (Cu_2O)

Scheidet sich dar, wenn Reduction des CuO mit Cu oder durch Erhitzen des $Cl Cu_2$ mit CaO und H_2O.

Oder durch Kochen des $SO_3 CuO$ mit Kalilauge und Traubenzucker, so entsteht dann erst gelbes Kupferoxydulhydrat mit 1 At. H_2O und beim weiteren Kochen wird es wasserfrei und es entsteht Cu_2O allein.

Wird auch oberflächlich durch Erhitzen des Kupfers mit der Luft gebildet, kommt in der Natur krystallisirt als Rothkupfererz vor.

Es löst sich in Glasflüsse roth. Man bringt feinzerr. Cu_2O mit etwas Harz in den gasförmigen Glas.

Kupferoxyd (CuO)

Durch Erhitzen einer Lösung des $SO_3 CuO$ mit KO entsteht nun ein Niederschlag von $CuO + HO$, der gut auszuwaschen und scharf zu trocknen ist, wodurch reines CuO erhalten.

Durch Glühen erhält man es durch Glühen des $NO_5 Cu O$,

del man derselben der Kupferlösung zugesetzt, so fällt
sie Cu O, das mit Ammoniak eine blaue Farbe auf, wodurch eine kupferhaltige Verbindung von CuO,NH_3 entsteht.
Im Überschuß von NH_3 löst sich das Cu O mit schön blauer
Farbe auf, wodurch eine kupferhaltige Verbindung von CuO,NH_3 entsteht.
Setzt man Kupferplatten in die Lösung des CuO,NH_3, so
verschwindet die blaue Farbe unter Entstehung einer Verbindung von Cu_2O,NH_3.

Einfach-Chlorkupfer ($ClCu$)

Ist zu erhalten durch Lösen des Cu in rauch. ClH.
Oder durch Lösen des Cl_2Cu in ClH. Durch Verdünnen der
Lösung wird Kupferoxydulhydrat gefällt, man sammelt diesen Niederschlag
mit $2Cl\,Ag$, welches sich beim Fällen des Kupfers mit Salzsäure löst
Ein Überschuß von Kupfer fällt man unter Entweichen von Cl als $ClCu_2$,

Halb-Chlorkupfer ($ClCu_2$)

Durch Digeriren einer Lösung des $ClCu$ mit Kupferspänen,
Filtriren etc zu erhalten.

Liq: cupr: ammoniat: mur:

Durch Auflösen des $ClCu$ in NH_3 und Verdünnen der Lösung
erhält man schwarzgrünen Niederschlag, als einer feinen Verbindung
beider. Die Lösung derselben, die unter obigen Namen offizinell
ist soll dargestellt werden, durch Auflösen von 25 Gram Cl_2CuO
in genügender ClH und Zusatz von 1 Drachm $ClNH_4$ und 2
Unzen Weingeist dass der Gemisch 8 Unzen betrügt.
Ag antimonialis Kochleri ist eine 80fache Verdünnung genannter
Lösung.

Kohlensaures Kupferoxyd

kommt in 2 verschiedenen Verbindungen in der Natur vor
die nur chemisch darzustellen sind. Als Malachit ($CO_2CuO+CuO+HO$.)
Ist als ein basisches Salz dieser Verbindung CO_2CuO mit CO_2HO zu stellen.
Als Kupferlazur ($2\,CO_2CuO+CuO+HO$) ein schöner blaugrüner Farbe.
Seine Darstellung in England ist noch Geheimniß.

Schwefelsaures Kupferoxyd ($SO_3CuO + 5 aq$)

wird im Großen gewonnen durch Rösten des CuS, Auslaugen etc. Man erhält es so nicht rein. Man ist genöthigt es zu reinigen. Am besten ist es zu reinigen durch neue Lösung in SO_3HO etc. Hierbei bleibt fast stets durch einen secundären Prozeß CuS, durch Einwirkung der bei der Auflösung entwickelten SO_2 auf das CuO: $2SO_2 + 2CuO = SO_3CuO + SCu$

Ist der Rückstand unbedeutend, so reinigt man die Lösung unter Zusatz von einem NO_5 gibt Veranlassung, und läßt krystallisiren, wobei das Fe als basisch-schwefelsaures Eisenoxyd zurückbleibt.

Das $SO_3CuO + 5 aq$ krystallisirt in schön blauen großen Krystallen, die auf $+100°$ erhitzt $4 At. HO$ verlieren und als weißes Pulver zurückbleiben, das mit H befeuchtet sogleich wieder blau wird und daher als feiner Prüfungsmittel gebraucht wird.

Muß auf Zink gegriffen werden.

Versetzt man die Lösung des schwefelsauren Kupfers mit Schwefelwasserstoff HS, so erhält man einen krystallisirbaren Niederschlag von CuO $HS + SO_3$ HS. Behandelt man die Lösung derselben in einem Cylinder versetzt mit Alkohol, so erhält man schöne octaedrische Krystalle, die jedoch an der Luft bald verwittern.

Eine Lösung derselben in $240 H_2O$ ist das Aq ophthalmica vetus oder Aq septeriana.

Die sogenannte Kupferseife ist ein schwefelsaures Kupferoxyd, das durch Zusammenbringen von kohlensaurem Kupferoxyd, Talg und Alaun.

Liquis Cuprum

durch Zusammenschmelzen von Salpeter, Alaun, und SO_3CuO und Zusatz von Kampfer gebildet. Gegenmittel bei Kupfervergiftungen sind: Zucker = Eiweißgehalt und milch.

Quecksilber (Hg)

kommt in der Natur selten gediegen vor, meistens mit S verbunden. Man gewinnt es beim Rösten der Erze, die Hg mit Fe oder CaO, und Reduktion der Metalle i. V.

Man mengt das im Handel vorkommende Hg mit verdünnter Salpetersäure, wobei man weniger Salpetersäure nötig hat, als wenn man es mit SO_3 und Wasser destilliert, und schüttelt es dann mit SO_3 und Wasser, wodurch es vollständig gereinigt wird. Durch die SO_3 kann man auch alle fremden Metalle entfernen. Statt der SO_3 kann man auch verdünnte HCl anwenden. In beiden Fällen muß man die Säuren sorgfältig durch Destillation mit Wasser entfernen.

Chemisch rein erhält man das Hg, durch Destillation des salpetersauren Hg mit Fe.

Fast wie auch jedes feste Metall erhält man das Hg durch Destillation der schwefelsauren Metalle mit einer Lösung von Cl_3Fe_2. Es bleibt dabei das Metall in Lösung, das mit den fremden Säuren angaben sind. Auf die Cl_3Fe_2 entsteht $ClFe$, indem das fremde Metall mit Cl verbindet, das auf andere Art das fremde Metall mit Cl verbindet, als auf die Hg verbindet sich damit zu einmal, wodurch man einen kleinen Überschuß an Hg erhält. Durch Destillation etc wird dann die gemischten Säuren von Hg entfernt.

Bei $-40°$ wird das Hg fest und hämmerbar. Flüssig ist es bei dieser Temperatur in Gefäßen. Es siedet bei $+350°$. Es ist eine flüssige, bewegliche Flüssigkeit. Das spez. Gew. ist 13,6. Es ist ein schlechter, das stellen bei der Destillation des Hg mit Fe ein destilliert erhalten, reinem Hg fester fein entfernt ist; man erwärmt dies alles Stückweise an.

Zur Prüfung auf seine Reinheit bringt man das Hg in NO_5 verdünnt zur Trockne und erhitzt stark, es darf kein Rückstand bleiben. Bei Quecksilber wird Jodkalium gar keine, Ammoniak eine gelbe Farbe. Es gibt 2 Oxydationsstufen des Hg. Quecksilberoxydul Hg_2O = Oxyd HgO.

Quecksilberoxydul (Hg_2O)

Hydrargyrum oxydulatum nigrum.

Wird erhalten wenn man $Cl\,Hg_2$ mit Kalilauge übergießt, oder $NO_5\,Hg_2O$ durch KO fällt.

Das Hg_2O ist sehr leicht zersetzbar, schon durch Reiben wird es in HgO und metallisches Hg zerlegt.

Quecksilberoxyd (HgO)

Erhitzt man Hg bis nahe zu seinem Siedepunkt, so verwandelt es sich in HgO. Man stellt das HgO dar durch unvollständiges Erhitzen des Hg über Luft, stellt man es dar mittelst Zersetzen des $NO_5\,HgO$. Man löst letzteres Salz mit soviel Hg, als zu seiner Darstellung nöthig war, in Salpetersäure auf, und dampft die Lösung zur Trockne ab. Zum Gebrauch erhält man es als feines krystallinisches Krystallpulver. (Fällt man $NO_5\,HO$ zersetzt) Zur Entfernung alles NO_5 behandelt man dann das erhaltene HgO mit Kalilauge, und wäscht dasselbe gut mit Wasser aus.

Versetzt man die Lösung eines Quecksilberoxydsalzes mit KO, so fällt man ein ganz gelbes HgO, das die Fällungszusammensetzung und Eigenschaften des obigen hat, aber einige andere Krystallformen zeigt. Es enthält z. B. mit Cr_2O_3 eine Verbindung von, das weder HgO noch Cr_2O_3 ist. Andere Oxyde sind nicht bekannt.

Neutrales salpetersaures Quecksilberoxydul ($NO_5\,Hg_2O + 2\,HO$)

Wird erhalten, wenn man Hg längere Zeit mit einer Salpetersäure gar nicht unter NO_5 haltigen Salpetersäure digerirt. Krystallisirt in quadratischen Säulen.

Basisch salpetersaures Quecksilberoxydul ($2\,NO_5 + 3\,Hg_2O + 3\,aq$)

Wird erhalten wenn man überschüssiges Hg in der Wärme mit

verdünnter NO_5 behandelt, so wird Schwefel gebildet, und Quecksilberoxyd in Lösung. Es unterscheidet sich somit dadurch, daß letzteres mit Ätzkali zusammengerieben Ammoniak entwickelt, während jenes unter solcher Behandlung geruchlos bleibt.

Um basische Quecksilbersalze auf Hg zu prüfen, versetzt man eine Lösung in salpetersäurehaltigem Wasser mit Ätzkali. Es muß dann alles Hg als HgO gefällt werden. Ist aber Hg in Lösung so muß HgO verschwinden, und dem Niederschlag HgO beigemengt sein.

Neutrales salpetersaures Quecksilberoxyd
($NO_5 HgO + 8 aq$)

Ist nur in sehr saurer Lösung darzustellen. Man erhält es nämlich, wenn man HgO mit NO_5 übergießt, und einer ganz niedrigen Temperatur aussetzt.

Basische salpetersaures Quecksilberoxyd
($NO_5 + 2 HgO + 2 aq$)

Ist durch Auflösen von Hg mit überschüssiger NO_5 und nachheriges Eindampfen darzustellen.

Basische Salze sind in Wasser löslich, gerötheten Lackmus aber darinnen stehen, wenn man nicht etwas NO_5 zugibt. Der basischste Körper bildet mit der wässrigen Lösung des neutralen Quecksilberoxyds $NO_5 + 3 HgO + 2 aq$ fallen.

Hahnemanns schwarzes Quecksilberoxyd.

Wird erhalten durch Fällen einer Lösung des salpetersauren Quecksilberoxyds durch NH_3. Es ist wasserhaltig, und kann eine Zersetzung dadurch erleiden. Voll in Wasser lösliche. Es muß stets zusammengesetzt sein. Es fällt aus $NO_5 NH_4 O + 3 HgO$ basisch. Durch KO bildet sich hier NH_3 aus.

Man darf bei seiner Darstellung weder NO_5 noch NH_3 im Überschuß anwenden, weil sich sonst basisch salpetersaures Quecksilberoxyd-Ammoniak oder Quecksilberoxyd-Ammoniak bildet.

Schwefelsaures Quecksilberoxyd (SO_3HgO)

Dieses besteht aus 1 At. Hg mit 1½ At. einer SO_3 HO zusammengesetzt. Es entspricht daher HO_2.

Gut ist es, etwas HO_3 zuzusetzen, und solche etwas dieses festhalten und gut verdünnen.

Man verdampft zur Trockne und erhält so eine weiße krystallinische Masse, welche sehr giftig ist.

Behandelt man es mit Wasser, so entsteht ein gelbes Pulver, das mit sog. basischem schwefelsaurem Quecksilberoxyd SO_3+3HgO bezeichnet. Das der Salz in besonders feiner Lösung erhält man durch Zusatz von Kali, wird gerne dieses freiwillig abscheidet. Krystalle von $SO_3HgO+HO$.

Um das SO_3HgO auf Hg_2O zu reduzieren, löst man es in Cl H. Die Anwesenheit von Hg_2O erkennt Cl Hg_2 als unlöslich zu erkennen.

Quecksilberchlorid (Cl Hg)

Wird dargestellt durch Sublimation eines innigen Gemenges gleicher Teile SO_3HgO und Kochsalz, oder gutgetrocknete feine gepulverte Cl Na. Man nimmt die Sublimation in Retorten vor, um die sich anfangs entwickelnden Salzsäuredämpfe abzuhalten. Zuweilen setzt man etwas MnO_2 zu.

Nach der Gleichung: Cl Na + SO_3 + MnO_2 + Hg = SO_3 NaO + SO_3 MnO + Cl Hg.

Das Cl Hg krystallisiert aus wässriger Lösung in vierseitigen zu 2 Seiten zugeschärften Säulen. Es bedarf 16 Teile kaltes Wasser, 3 Teile kochendes, 4 Teile Äther und 3–6 Teile Alkohol. Die Lösung schmeckt scharf metallisch, reagiert stark sauer, und wird durch Schwefelwasserstoff und Schwefelkalium, als Cl Hg, und durch Cl Sn als Hg gefällt.

Das $Cl\,Hg$ wird durch verdünnte Salpetersäure nicht gelöst.
Ammoniak, Schwefelwasserstoff etc. verwandeln es in $Cl\,Hg_2$ um.
Die Verbindung des $Cl\,Hg$ mit $Cl\,Hg_2$ ist wegen der Unbeständigkeit des letzteren schwer zu erhalten.

Quecksilberchlorür. ($Cl\,Hg_2$)

Es ist am leichtesten darzustellen durch Sublimation eines innigen Gemenges von $4\,Hg\,Cl\,Hg$ mit $3\,Hg$. Man erhitzt dasselbe vor der Sublimation zur Verjagung aller Feuchtigkeit und das überschüssige Hg in einer Porzellanschale. Man erhält dann bei der ersten Sublimation ein ganz reines Präparat. Man erhält dann bei der zweiten Sublimation, die keine Verunreinigung mehr enthält, das meiste Präparat, das aber noch Spuren von $Cl\,Hg$ enthält, die durch Waschen mit Wasser entfernt werden können. Das Präparat ist dann vollkommen rein.

Man kann zur Darstellung des $Cl\,Hg_2$ auch ein Gemenge von $NO_3\,Hg\,O$ mit Hg und $Cl\,Na$ der Sublimation unterwerfen.

Durch nassen Weg erhält man $Cl\,Hg_2$ durch Fällen einer Lösung des $NO_3\,Hg_2\,O$ mit $Cl\,H$. Das erhält man so wie jedes andere Präparat. Auch kann man durch Fällen mit $Cl\,Na$, das aus dem $2\,NO_3+3\,Hg\,O$ und $Cl\,Na$ mitgefällt werden, die diese Verunreinigung nicht zu entfernen sind.

Das sublimierte $Cl\,Hg_2$ ist eine aus zusammengewachsenen kantigen Kristallen bestehende Masse. In der Natur kommt es in gelblichen Kristallen vor.

Da bei der Sublimation erhaltene $Cl\,Hg_2$ kann nur mit $Cl\,Hg$ verunreinigt sein, das sich durch Auswaschen mit H_2O leicht entfernen läßt.

In großen Dosen genommen wirkt das $Cl\,Hg_2$ stark abführend, in kleinen Dosen dagegen sehr gelinde. Es scheint niemals

so, als werde es in letzterem Falle durch den beigemischten Cl Hg übersättigt, indem sich derselbe statt Chlorverbindungen vorfinden, mit denen das Cl Hg2 aufgelösten Hg als Cl Hg zu Doppelverbindungen zusammentritt.

Mercurprotochlorür als:

Löst man ein Gemenge gleicher Theile Cl Hg und Cl Cl H4 in W, so erhält man beim Verdünnen des Lösungsmittels einen schneeweißen Niederschlag, Hemibrattsalz genannt der aus Cl Hg + Cl Cl H4 + HO besteht und in 0,6 H W unlöslich ist. Durch Versetzen dieser Lösung mit Ca2 Na O so lange, als der entstehende Niederschlag ganz weiß ist erhält man das Mercurprotochlorür als das älteste Präparat; setzt man gerade Ca Na O zu, so wird der Niederschlag gelb, erhält jedoch durch Zusatz von Cl Cl H4 seine weiße Farbe wieder. Das so erhaltene Präparat ist basisch Quecksilberchlorür und stellt dann (Cl Hg + Cl H4) + (Cl Hg + Hg O) oder nach 3 Cl Hg + Cl H3 + HO dar.

Zu anderer Zeit stellt man durch einen anderen Vorgang das Präparat dar, durch Versetzen einer Lösung des Cl Hg mit N H3. Man erhält so ein Gemenge von Quecksilberchlorür, das auch Mercurprotochlorür: Hydrargyrum amidatum bichloratum: genannt wird und das

$$\frac{Cl\,Hg}{Cl\,Hg} \times \frac{N\,H_3}{N\,H_3} = \frac{Cl\,Cl\,H_4}{Cl\,Hg} + \frac{Hg\,N\,H_2}{}$$

enthält.

Man muß bei seiner Darstellung die Lösung des Cl Hg in das überschüssige N H3 gießen, weil man sonst in umgekehrten Falle einen Niederschlag von 3 Cl Hg + Hg N H2 erhält. Setzt man diesem dann mehr N H3 zu, so erhält man ein Gemenge beider Verbindungen. Das reichlich bereitete Präparat ist nicht schwarz.

Durch Fällen des Cl Hg mit Ca O + HO erhält man je nach der Menge des letzteren einen Niederschlag von Cl Hg + 3 Hg O oder von einem Hg O. Für das 1. gen. Hg schwarzes Oxyd, das durch Fällen des Cl Hg mit alkalischen Flüssigkeiten gewonnen wird, ist Hg O ein Niederschlag und Cl Ca in Lösung.

Quecksilberjodür (HgJ)

Wird aus heißer Lösung von HgJ_2 mit
einer Lösung von $HgCl$ gefällt. Ist die Verbindung völlig rein
gewonnen, so darf sie nicht durch Alkali nicht gelb
werden. HgJ ist demnach leicht von HgJ_2 abzuscheiden.

Man stellt das HgJ auch durch Zusammenreiben von
einem Atom Hg mit einem Atom J in der Reibschale mit Alkohol dar. Es entsteht
aber stets ein wenig HgJ_2, das man
durch Alkohol, worin dasselbe leicht löslich ist, entfernen kann.
HgJ ist in Wasser unlöslich, wird aber durch heißes Wasser
Dissoziert.

Quecksilberjodürjodid ($2\,HgJ + HgJ_2$)

Ferner als Fällung jodidhaltiger Lösungen des HgO

Wird durch Fällen einer salpetersauren Lösung des HgO
mit KJ erhalten. Man erhält es als ein weißgelbes Pulver,
das beim Erhitzen rot wird, beim Erkalten aber wieder gelb wird.
Das HgJ entsteht in dieser Verbindung durch die Einwirkung
des freien HgO auf das KJ. Es wird dadurch KJ frei.

Quecksilberjodid (HgJ_2)

Wird in Gestalt eines Sublimates durch Erwärmen eines
Atomes Hg mit J erhalten. Man erhält anfangs gelbe Blättchen,
die beim Erhitzen in heißem rotes Quecksilberjodid übergehen.
Im kleinen stellt man es dar, indem man eine Lösung von
$HgCl_2$ in eine von KJ gießt, von letzterer nicht ein kleines Maß
mehr als HgJ_2 gelöst bleibt. Man erhält demnach anfangs ein
gelbes Niederschlag von $HgJ + HgJ_2$, das aber beim weiteren
Zusatz von KJ wieder aufgelöst wird, so daß man reines HgJ_2 erhält.
Das HgJ ist in Alkohol sehr löslich, aber wenig in heißem Wasser.
Auch eine heiße Lösung des HgJ_2 in Alkohol, wenn sie
klar ist, scheidet gelbe Blättchen, die beim vollständigen
Erkalten in heißem rotes Quecksilberjodid wieder werden.

Schwefelquecksilber (SHg)

Dieses findet sich in der Natur als SHg und S^2Hg und zwar
1) als sogen. **rothes Mineral** in Gängen von
SHg mit S. Es krystallisirt dabei mit einem $\frac{1}{2}$ und einem
$\frac{1}{3}$ Axe, welche jedoch so lang werden, als die Verbindung
vollkommen vor sich geht. Diese Krystalle kommen nun zum
Theil in Gängen vor, wo man sie sehr oft in Menge
findet. Man kennt auch SHg als Sublimat, das man
durch Sublimation von SHg mit KCl erhält.
Hier vereinigt sich ein SHg mit einem SHg, das aus gleich
vielen Atomen Hg und S zusammengesetzt ist.

Man hat auch das **rothe mineral.** Oehl, das aus gleichen
Atomen Hg und S krystallisirt. Dasselbe erhält man aber
auch durch Fällen, während dasjenige ganz schwarz ist.

Auch das durch Fällen des Hg durch KH erhaltene SHg
muss früher erwähnt werden, und zwar unter dem Namen $\pm$ **amorphes Schwefelquecksilber.**
Man erhält es als Niederschlag bei Einwirkung des GH
auf das Quecksilbersalz.

Das SHg ist in seinen Farben sehr schön, und deshalb auch sehr
geschätzt. Im Königswasser ist es unauflöslich.

Setzt man Alkalien auf SHg einwirken, so wird es
auch längeren Kochen damit nicht zersetzt, sondern
sublimirt ohne Veränderung wieder. Auch die Lösung in Schwefelkalium oder einfach Schwefelkalium
von $SHg + SK + HO$ an.

Sublimirtes rothes SHg erhält man durch Zusammenbringen
dieser Stoffe auf die Weise, indem man diese Körper
vorher, damit sie die innigste Mischung eingehen,
sehr fein reibt.

Um den Zinnober darzustellen, schmilzt man $1\frac{1}{2}$ At. SHg mit 1 At. Hg,
und sublimirt das erhaltene Mineral in geschlossenen Gefäßen.

Man die Amalgame auf mannigfache Weise darzustellen, besonders man das Gemenge 1 Ag mit 1 Cu Feilspäne. Man kann dazu direkt Cu + Hg + HCl + aq in einem Gefäße schütteln, oder dieses besser durch gepulvertes Chlorsilber in einer Reibschale mit einer hinreichenden Menge Wasser bereiten. Gut ist es die Masse nicht über 45° zu erwärmen.

Man stellt das erhaltene Amalgam dann ab, wischt es mit verdünnter HCl, dann mit Äther und trocknet es.

Durch nur frisch gefällte aber gepulverte Ag mit feinen Messingfeilspänen, die erhält man sogleich ein gutes Amalgam.

Das auf nassem Wege dargestellte Amalgam enthält oft überschüssiges Hg, das sich nicht durch Druck entfernen läßt. Man erkennt es durch Eintauchen mit Cu Hg.

Auf fremde Metalle prüft man durch Fällungsmittel z.

Aetzkalilauge antimon

Alkalien fremder dargestellt, auf Wismuth von 2 Ag 1 Bi mit 1 Hg
jetzt von 2 Ag 1 Cu mit 1 Hg u. 1 Ag 1 Cu. Ist also ein
Gemenge von 1 Hg mit 1 Ag.

Silber (Ag)

Kommt in der Natur häufig gediegen und mit Gold, Platin und Kupfer verbunden, daß man meistens alle Scheidungen mit Ag gefunden wird.

Auf die Proben worinnen es metallisch vorkommt erhält man das Silber durch Eintauchen mit Hg. Es bildet sich ein Silberamalgam, das ein überschüssiges Hg enthält, Man preßt es in einem Lederbeutel, wodurch das Amalgam gerinnt. Durch Destillation kann man das Ag vom Hg

Um das Silber aus der Silberlösung zu gewinnen verdünnt man diese, wodurch man die Fällung des Metalls erhält, das man zur Trennung von der Metalle auf Fließpapier bringt. Das Pt wird dadurch oxydirt und fließt als PtO ab, während nur noch reines Silber zurückbleibt, das man nun auf einem Filter noch mehrmals auswäscht. Das Filter befindet sich mit einer offenen Schale, die mit einer Mischung von Schwefelsäure und Kalisalpeter gefüllt ist, damit diese vorher das beim Lösen des Silbers etwa noch anhaftende PtO abzuziehen, während reines Silber zurückbleibt.

Andere Silberlösungen erhält man mit 10% AgNo, welche AgCy neben HgCy2 in der Wärme enthält, diese bringt man mit metallischem Eisen sowohl in Lösung, erhält sie längere Zeit in rotirender Bewegung, fällt das entstandene metallische Silber durch Quecksilber aus, trennt das Amalgam von überschüssigem Hg, und erhält dann bei der Destill. das AgCy rein. Es ist dieses das beste Verfahren.

Nach der Amerikanischen Methode verfährt man die silberhaltigen Silbererze mit etwas NaCl, bringt sie durch Hitze auf Zusatz von wenig Schwefelsäure, fällt durch Magistral (HgCl) zu, bringt wieder durch Arbeiten, bringt dann Hg zu, wiederholt das Verfahren, und behandelt dann das entstandene Amalgam, wie früher angegeben.

Um nun ein chemisch reines Silber darzustellen, fällt man die Lösung eines Silbersalzes durch HCl oder NaCl, wäscht wiederholt das entstandene AgCl und zerlegt es durch verdünnte Ätznatronlauge.

Man reduziert das Cl Ag, indem man es mit 3 Vol
Cyankalium zusammenschmilzt.

Oder indem man das Cl Ag in Ammoniak löst, CO_2 NO entfernt.
Hierbei ist eine sehr lange Dauer erforderlich, und fällt dabei
viel Ag durch die Kohlensäure der Luft reduziert.
Man fällt das CO_2 NO mit CO_2 Na_2O zu, um die
Lösung bei niederer Temperatur zu verdampfen.

Oder man schlägt das Cl Ag mit Cu und
Säure. Es fällt dann die ganze Metallmenge fein.

Auch reduziert man das Cl Ag in ganz sehr kalt,
indem man es schmilzt, mit dem fünffachen mit einer
Cl K Salzgemenge übergießt, und metallisches Fe beim
legt, daß es ganz Kugel mit der Luft in Berührung
bleibt. Nach 24 St. ist die Reduktion beendigt, wenn
man dann das Eisen weg, stellt das entstandene
Kochsalz Chlorkalium ab, und wäscht dann das Ag mit
mit verdünnter $Cl H$ und dann mit W gut aus.

Man reduziert weil auch das Cl Ag, wenn man es
feucht gefällt und gut mit gewaschen hat mit feuchtem
Zucker Körner mit Zulösung von 1,25 Vol Gew. Diese
Methode ist nur dann gut, wenn man auf dem
gefällten $AgCl$ NO_5 AgO herstellen will, indem
sie statt der Wärme nicht zu gebrauchen. Wenn Cl Ag
aufgelöst bleibt, das aber natürlich beim Lösen des AgO
in NO_5 vorhanden sein müßte.

Man kann auch chemisch reines Silber herstellen,
indem man Silberlösung in SO_3 NO auflöst (in dem
vor feinem Zinken bleibt Gold und Platin oder Gold
Gold und Platin oder Platin zurück) und in die
so erhaltene Lösung von SO_3 AgO + SO_3 CuO Kupfer
Eisen stellt, wodurch alles Ag chemisch rein gefällt,

und als Nebengewicht gemischt mit $SO_3 CuO$ erhalten wird.

Das Gemisch ein Atg hat ein spez. Gew. von 10,5. Es ist sehr glänzend weiß, sehr schwer; schmilzt bei +1000° und verdampft dann. Beim Erhitzen absorbiert es Sauerstoff (1 At Atg hält 2 At O absorbiert) und es kann daher als ein sehr starkes Oxidationsmittel angesehen werden.

Es krystallisiert in Würfeln und Oktaedern.

Es ist stärker als Au, aber dehnbar und weicher als Cu, und soll nun in den neuen Münzen zum Gießen gesetzt, wenn es verarbeitet werden soll zu Münzen passen etc.

Man erhält das Atg auf seine Darstellung durch Auflösen in NO_3 und fällen mit HCl, das fällt aus dem Gemisch $AgCl$ aus $AgNO_3$ gebildet wurde.

Es fallen 3 Oxydationsstufen des Atg entstehen

Silberoxydul Ag_2O
Silberoxyd AgO
Silberhyperoxyd AgO_2.

Silberoxydul (Ag_2O)

Wird erhalten, indem man über auf 100° erhitztes Silberoxyd Wasserstoff leitet, und durch die Lösung dieses KO fällt.

Will es schwefelsaures Salz man mit kohlensaurem Ag_2O neutralisieren können.

Silberoxyd (AgO)

Wird erhalten durch Mischen einer Silberoxydauflösung mit KO oder NaO. Es fällt anfangs Silberoxydhydrat als ein flockiger braungelber Niederschlag, der beim Erwärmen seine Wasser abgibt. Das Hydrat ist ein Monohydrat und wasserfreies Silberoxyd ist ein schwarzes Pulver. Es gibt beim Erhitzen Sauerstoff ab.

Silberhyperoxyd (AgO_2)

Wird erhalten wenn man die Vorhin erwähnte Lösung auf $NO_5\,AgO$ einwirken lässt, als weisses schweres Krystallpulver.

Salpetersaures Silberoxyd ($NO_5\,AgO$)

Es lässt sich darstellen durch Auflösen des reinen Silbers in NO_5 und Verdampfen der Lösung zur Krystallisation.

Auch basisch salpetersaures Silber erhält man auf diese Auflösen in NO_5, Verdampfen der Lösung zur Trockne, und Erhitzen des Rückstandes, bis sich nitrose Dämpfe entwickelt, wodurch alles CaO von NO_5 abgetrennt ist, und beim Lösen des $NO_5\,AgO$ im Wasser ungelöst bleibt.

Durch Krystallisation erhält man das $NO_5\,AgO$ in tafelartigen rhombischen rhombischen Krystallen, die oft frei von NO_5 erhalten. Es ist deshalb stets bester zur Trockne zu verdampfen und zu schmelzen, wodurch man den sog. Höllenstein erhält. Erhitzt man dabei etwas zu stark, so geräth leicht ein wenig Silber, ist dann aber bei weitem dichter und fester, und wird von der Säuerung dem reinen Höllenstein vorgezogen. Ist er ganz rein, so wird er durch Kochsalz nicht getrübt. Ist $\frac{1}{2}$ Gramm in 1 Cc kaltem $\frac{1}{2}$ Gramm enthaltenden Wasser, so muss er in 4 Cc kochendem Wasser löslich; und lässt sich beim Erkalten zum grössten Theil in Krystallen anschießen.

Der Höllenstein wird zum Aetzen von Wunden etc. benutzt. Es geht dabei eine Reduktion des AgO vor sich, wo durch die Haut gefärbt wird.

Ist $NO_5\,CaO$ im Höllenstein enthalten, so bewirkt

selbst in starker Kälte der Stand, wenn der Retzen zu-
sammensinkt.

Es entsteht somit durch $NO_3\,HO$ in Silberlösung, daß man erkennt, daß Verfahren der Lösung mit $Cl\,H$, Ausscheidung des Niederschlages mit $N\,H_3$ und Verdampfen des beim Glühen entstandenen Salmiakes vor dem Löthrohre.

Oft setzen die Silberarbeiter dem $NO_5\,Ag\,O$ einige $NO_5\,HO$ zu, der eben falls basisch zu erkennen ist.

Ein Gehalt, welcher $NO_5\,Ag\,O$ enthält, kann nicht bis vor dem Löthrohr taten, weil es sonst bald zu einem Regen wird.

Knallsilber

Es lässt sich darstellen durch Einwirken des $Ag\,O$ auf $N\,H_3$ und Abdampfen während einiger Zeit, wenn man sehr wenig abfiltriert und dann nicht zu stark austrocknet. Dieses kann bestehen mit + 1000 Gründen, so wie auf mehrere andere Arten dieses Präparat entstehen.

Seine Zusammensetzung ist noch nicht genau bekannt. Entweder $Ag\,O\,N\,H_3$ oder $Ag\,K\,N\,H_2$ oder noch eine wasserstoffreichere Form $Ag\,N$, es werden dann auf die 3 mal 3 $Ag\,O + N\,H_3 = Ag\,N + 3\,HO$ entstehen.

Lösungssilber ($\frac{1}{2}$ Ag)

Das Silber löst sich in geringer Menge auf, wenn $\frac{1}{2}$ Salz $N\,H_3$ bei gewöhnlicher Temperatur zugesetzt, ebenso andere Verbindungen. Dasselbe findet sich in Waschwässern von

S' zu entdecken. Man schmilzt sogar die zu untersuchende Substanz mit $CaCl_2O$, und bringt dann die Masse bei Gegenwart von Silber, wodurch das Jodsilber leicht reducirt wird.

Das JAg ist weiß und käsig.

Chlorsilber ($ClAg$)

bildet dieses Salz wenn Silberlösung zu HCl oder ClH gebracht wird.

Es ist in Wasser und in verdünnten Säuren unlöslich, auch löslich in concentrirten, und in Chlorkalklösungen. Es löst sich in NH_3, und in unterschwefligsauren Alkalien. Bei + 260° schmilzt es, und verflüchtigt dann sich.

Im Sonnenlicht wird das feuchte $ClAg$ violett und wird schwarz, unter Entweichen von Cl.

Mit Wasser längere Zeit behandelt zerfällt es mit und nach mit Wasser in HCl, ClH und Silberoxyd.

Einige Notizen über Silber.

16 Theile reines Silber nimmt neun reine Theile, und nimmt neun gewichtstheile reines Silber aufgelöst so auf 16 ClH + ClH Cu so trifft es 15 Theile etc. etc.

Durch Kochen mit verdünnter SO_3 oder mit einer Lösung von $ClNa$ und Schwefel, so wird dieses Präparat mit NH_3 unter Verdünnung [illegible] mit der Luft mit Silber, wenigstens eine Spur von Gold enthalten Silber, das jedoch so dünn ist, daß sie bald abgeschieden wird.

Gold (Au)

kommt fast nur gediegen in der Natur vor, und zwar meistens gemischt mit Silber. Selten mit Tellur verbunden.

Man erhält es meist durch Auflösen der gediegenen Goldkörner in Hg, und Destillation der Amalgame etc.

Ist das Gold in geringer Menge neben Sand so schmilzt man die gesammte Masse mit Borax oder man behandelt die Abwaschrückstände mit Chlor, wo die Gewinnung des Goldes.

Im Scheidewasser löst sich reines Gold nicht.

Das Gold schmilzt man zu legirbaren, behandelt man das Silberhaltige mit einer $KO_3 NO_5$, wobei das Silber oxydirt wird, während das Gold etc. gelöst wird.

Oder man schmilzt Silberhaltiges Gold mit Pb so entsteht dann Pb oxy und reines Gold.

Oder man schmilzt derselben mit $Pb_3 Cl_2$, wodurch Pb oxy und Antimongold entsteht; Kupfer wird durch Einschmelzen an der Luft von Cl befreit.

Im Großen benutzt man die sog. Scheidung durch die Quart, die darin besteht, daß man eine Legirung von 3 Th Ag und 1 Th Au darstellt, diese dann auswalzt, und die dünnen Platten in NO_5 löst. So wird das alles Silber gelöst, während das Gold unlöslich ist und rein zurückbleibt.

Universität of

Ich zeichne Platin und Silber dem Gold beigemengt, be
kühl man in Königswasser, wodurch sich alles Silber
als $Cl\,Ag$ niederschlägt, das Gold gelöst wird und das Platin durch $Cl\,NH_4$.
durch $SO_3\,FeO$ wieder, und das Platin durch $Cl\,NH_4$.
Die Vorlagerung des Chlorgoldes durch $SO_3\,FeO$ geschieht
nach folgender Formel: $Cl_3\,Au + 6\,SO_3\,FeO = \left.\begin{matrix} 2\,(Fe_2\,O_3\,3\,SO_3) \\ Cl_3\,Fe_2 \end{matrix}\right\} + Au.$

Das reine Gold hat ein Gewicht von 19,3. Schmelzt bei + 1200°
C. vollkommen rein vorhanden. Ich verschmelze dasselbe
ganz fein niedergeschlagen bloß mit Borax mit gutem Erfolg.